

**В. Н. КОРОЛЕВ**

# ТЕОРИЯ ГОРЕНИЯ И ВЗРЫВА

Учебно-методическое пособие





Министерство науки и высшего образования  
Российской Федерации

Уральский федеральный университет  
имени первого Президента России Б. Н. Ельцина

**В. Н. Королев**

# **ТЕОРИЯ ГОРЕНИЯ И ВЗРЫВА**

Учебно-методическое пособие

Рекомендовано методическим советом  
Уральского федерального университета  
для студентов вуза, обучающихся  
по направлениям подготовки  
20.03.01 — Техносферная безопасность  
20.05.01 — Пожарная безопасность

Екатеринбург  
Издательство Уральского университета  
2021

УДК 544:662.61(075.8)  
ББК 24.54я73+31.35я73  
К68

Рецензенты:

кафедра энергетики Уральского государственного лесотехнического университета (завкафедрой д-р техн. наук, проф. *С. М. Шанчуров*);  
*М. А. Савин*, канд. техн. наук, доц., проф. Уральского института государственной противопожарной службы МЧС России

**Королев, В. Н.**

К68 Теория горения и взрыва : учебно-методическое пособие / В. Н. Королев ; М-во науки и высш. обр. РФ. — Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2021. 76 с.

ISBN 978-5-7996-3339-4

В учебно-методическом пособии кратко излагаются основные понятия по теме и приводятся формулы, необходимые для решения задач по соответствующему разделу курса. Показаны примеры решения задач, а также их условия, предлагаемые студентам для самостоятельной работы на практических занятиях. Приведены домашние задания, которые предусмотрены программой курса. Для удобства расчетов прилагается справочный материал.

Библиогр.: 9 назв.

УДК 544:662.61(075.8)  
ББК 24.54я73+31.35я73

ISBN 978-5-7996-3339-4

© Уральский федеральный  
университет, 2021

# Оглавление

---

Предисловие .....	4
ЗАНЯТИЕ № 1. Расчет теплоты сгорания и количества воздуха, требуемого для полного сгорания горючих веществ.....	5
ЗАНЯТИЕ № 2. Уравнения состояния идеального и реального газа. Смеси газов .....	12
ЗАНЯТИЕ № 3. Тепловой эффект реакции. Адиабатная температура горения и взрыва .....	19
ЗАНЯТИЕ № 4. Скорость реакции, зависимость ее от температуры (закон Аррениуса). Константа равновесия. Энергия активации .....	28
ЗАНЯТИЕ № 5. Температура самовоспламенения (взрыва). Формулы Семенова и Франк-Каменецкого.....	33
ЗАНЯТИЕ № 6. Вынужденное зажигание (воспламенение). Концентрационные границы зажигания (воспламенения) .....	38
ЗАНЯТИЕ № 7. Зажигание неподвижной смеси. Ламинарный режим распространения фронта пламени .....	45
ЗАНЯТИЕ № 8. Явление взрыва. Вычисление параметров продуктов взрыва.....	56
Контрольные задания по курсу.....	67
Домашние задания .....	68
Приложение.....	70
Список библиографических ссылок.....	74

---

## Предисловие

---

Учебная дисциплина «Теория горения и взрыва» является одной из общепрофессиональных дисциплин для подготовки бакалавров в области безопасности жизнедеятельности в техносфере, защиты в чрезвычайных ситуациях и пожарной безопасности.

Изложение теории горения и взрыва предваряется рассмотрением элементов химической термодинамики и химической кинетики, необходимых для понимания процессов горения и взрыва, предусмотрены коллоквиумы.

В учебно-методическом пособии кратко излагаются основные понятия и приводятся формулы по соответствующей теме курса, необходимые для решения задач. Показаны примеры их решения, а также приводятся условия задач, предлагаемые студентам для самостоятельного решения на практических занятиях.

Работа будет особенно полезна тем студентам, которые по каким-либо причинам пропускают лекционные и практические занятия, так как данное учебно-методическое пособие дает возможность самостоятельно изучать дисциплину и нарабатывать практику в решении задач, связанных с процессами горения и взрыва.

---

## ЗАНЯТИЕ № 1. Расчет теплоты сгорания и количества воздуха, требуемого для полного сгорания горючих веществ

---

**Теплотворная способность вещества.** Количество теплоты, которая выделяется при полном сгорании 1 кг вещества, называется теплотой сгорания или теплотворной способностью вещества. Различают высшую ( $Q^B$ ) и низшую ( $Q^H$ ) теплотворную способность (теплоту сгорания) вещества. При сгорании образуется водяной пар, который может сконденсироваться в воду. В процессе конденсации выделяется теплота. Так при давлении 1,013 бар при конденсации 1 кг или 1 моля пара выделяется соответственно 2257 и 40,626 кДж теплоты. *Высшая теплотворная способность* — это теплота, выделяемая при сгорании 1 кг вещества с образованием воды. *Низшая теплотворная способность* — это теплота, выделяемая при сгорании 1 кг вещества с образованием водяного пара. В продуктах сгорания влага, как правило, находится в виде пара, поэтому более важным является низшая теплота сгорания. В большинстве случаев процесс горения происходит в атмосфере. Мольный состав воздуха выражается соотношением: 21 %  $O_2$  и 79 %  $N_2$ , т. е. на одну молекулу кислорода ( $O_2$ ) приходится 3,76 молекул азота ( $N_2$ ). Поэтому в продуктах полного сгорания органических веществ в воздухе всегда содержится азот.

Теплота сгорания вещества зависит от количества горючих элементов в веществе. Горючими элементами являются углерод (C), водород ( $H_2$ ) и сера (S). Зная массовый состав топлива, можно рассчитать его низшую теплоту сгорания по формуле Менделеева [1]:

$$Q^H = 33,91 \cdot C + 102,99 \cdot H_2 - 10,885(O_2 - S), \text{ МДж/кг}, \quad (1)$$

где C,  $H_2$ ,  $O_2$  и S — соответственно массовая доля углерода, водорода, кислорода и серы в одном килограмме горючего вещества.

Если этот состав неизвестен, а известна химическая формула горючего вещества, то высшую теплоту сгорания можно оценить по методу, предложенному Карашем [2]. Суть метода заключается в том,

что сгорание связано с перегруппировкой химических связей между атомами при переходе вещества из начального состояния в конечное.

Согласно этому высшая ( $q^B$ ) теплота сгорания одного моля простейших органических соединений может быть вычислена по формуле

$$q^B = 109,41 \cdot Z, \text{кДж/моль}, \quad (2)$$

где  $Z$  — число перемещающихся электронов при сгорании одной молекулы вещества. Для подсчета числа смещающихся электронов ( $Z$ ) рекомендуются следующие формулы:

- для углеводородов типа  $C_nH_m$ :

$$Z = 4n + m;$$

- для всех соединений типа  $C_nH_mO_k$  и соединений с трех валентным азотом (не содержащих группы  $NO_2$ ) типа  $C_nH_mO_kN_c$ :

$$Z = 4n + m - 2k.$$

- для соединений содержащих группу  $NO_2$  типа  $C_nH_mO_kN_c(NO_2)_p$ :

$$Z = 4n + m - 2k - p.$$

Чтобы рассчитать высшую теплоту сгорания 1 кг вещества, необходимо полученное по формуле (2) значение разделить на молекулярную массу ( $\mu$ , кг/моль) вещества:

$$Q^B = q^B / \mu, \text{кДж/кг}. \quad (3)$$

Величину низшей теплоты сгорания вещества можно оценить по формулам:  $q^H = q^B - N \cdot 40,626$ , кДж/моль,  $Q^H = Q^B - N \cdot 2257$ , кДж/кг, где  $N$  — стехиометрический коэффициент, стоящий в уравнении реакции горения перед  $H_2O$ .

Молекулярная масса некоторых газов, их химическая формула и плотность при нормальных физических условиях (н. ф. у) приведены в табл. П. 1 [3]. **Замечание.** Значения молекулярной массы в таблице даны с точностью до сотых долей. При расчетах молекулярную массу газов будем округлять до целого значения.

Значения теплоты сгорания некоторых газообразных веществ приведены в табл. П. 2 [4], а в табл. П. 3 [3] — значения теплоты сгорания жидких и твердых веществ.



### Количество воздуха, требуемого для полного сгорания.

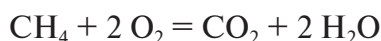
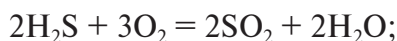
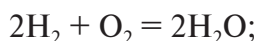
В зависимости от своего состава различные горючие вещества требуют определенного количества окислителя (кислорода) для горения. Кислород находится в воздухе. Необходимо знать теоретическое количество воздуха, требуемого для полного окисления 1 кг твердого или жидкого вещества либо 1 м<sup>3</sup> газообразного. Расход кислорода и количество образующихся продуктов сгорания вычисляют из стехиометрических уравнений реакций горения, записанных для каждого составляющего горючего. При горении *твердого и жидкого топлива* стехиометрические уравнения для каждого горючего элемента имеют следующий вид: для углерода  $C + O_2 = CO_2$ , серы  $S + O_2 = SO_2$  и водорода  $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ . Молекулярные массы кислорода, углерода, серы и водорода (табл. П. 1) с точностью до целого числа соответственно равны 32, 12, 32 и 2. Плотность кислорода при нормальных физических условиях равна 1,43 кг/м<sup>3</sup>. Тогда, согласно стехиометрическим уравнениям, приведенным выше, для полного сгорания 1 кг углерода кислорода требуется ( $32/12 = 2,7$ ), т. е. 2,7 кг по массе или ( $2,7/1,43 = 1,89$ ) 1,89 м<sup>3</sup> — по объему, на 1 кг серы требуется ( $32/32 = 1$ ) 1 кг кислорода по массе или ( $1/1,43 = 0,699$ ) примерно 0,7 м<sup>3</sup> — по объему, на 1 кг водорода требуется ( $32/4 = 8$ ) 8 кг кислорода по массе или ( $8/1,43 = 5,6$ ) 5,6 м<sup>3</sup> — по объему. Учитывая, что содержание кислорода в воздухе по массе 0,23, а по объему — 0,21, то для полного сгорания 1 кг углерода требуется ( $2,7/0,23 = 11,4$ ), т. е. 11,4 кг воздуха по массе или ( $1,89/0,21 = 9$ ) 9 м<sup>3</sup> по объему. Аналогично для полного сгорания 1 кг серы требуется 4,35 кг воздуха по массе или 3,3 м<sup>3</sup> — по объему. Для сгорания 1 кг водорода требуется 34,8 кг воздуха по массе или 26,7 м<sup>3</sup> — по объему. Если в 1 кг органического вещества массовые доли углерода, серы, водорода и кислорода составляют соответственно C, S, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, то суммарный объем кислорода, необходимый для полного окисления горючих элементов вещества, составит, м<sup>3</sup>/кг:

$$V_{O_2} = \frac{32}{12} \frac{C}{\rho_{O_2}} + \frac{32}{32} \frac{S}{\rho_{O_2}} + \frac{32}{4} \frac{H_2}{\rho_{O_2}} - \frac{O_2}{\rho_{O_2}}.$$

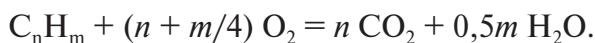
Подставляя в формулу численное значение плотности кислорода, и учитывая, что в объеме воздуха содержится только 21 % кислорода, получим выражение для расчета теоретически необходимого количества воздуха при сжигании *твердого или жидкого горючего вещества*, м<sup>3</sup>/кг:

$$V^0 = 8,8(C + 0,378 \cdot S) + 26,6 \cdot H_2 - 3,33 \cdot O_2. \quad (4)$$

Теоретически необходимый объем кислорода для окисления 1 м<sup>3</sup> газообразного горючего рассчитывают по стехиометрическим уравнениям реакций для газообразных компонентов вещества:



или



Как видно из уравнений, на 1 м<sup>3</sup> оксида углерода (CO) и водорода (H<sub>2</sub>) требуется по 0,5 м<sup>3</sup> кислорода, на окисление одного объема сероводорода (H<sub>2</sub>S) требуется полтора объема кислорода, на окисление одного объема метана (CH<sub>4</sub>) требуется два объема кислорода и, наконец, на окисление одного объема углеводорода состава C<sub>n</sub>H<sub>m</sub> требуется (n + m/4) объемов кислорода. Зная объемную долю (в относительных единицах) горючих элементов в 1 м<sup>3</sup> горючего газа и, учитывая объемное содержание кислорода в воздухе (0,21), формула для расчета теоретически необходимого объема воздуха, требуемого для окисления 1 м<sup>3</sup> газообразного горючего вещества, м<sup>3</sup>/м<sup>3</sup>, имеет вид

$$V^0 = 4,76 \left( 0,5 \cdot H_2 + 0,5 \cdot CO + 1,5 \cdot H_2S + \sum \left( n + \frac{m}{4} \right) \cdot C_nH_m - O_2 \right). \quad (5)$$

Для обеспечения полного сгорания топлива воздух подают в количестве, всегда несколько большем теоретически необходимого. Отношение действительно поданного количества воздуха  $V_B$  к теоретически необходимому  $V^0$  называют коэффициентом избытка воздуха  $\alpha = V_B/V^0$ .

## Примеры решения задач по теме «Расчет теплоты сгорания и количества воздуха, требуемого для полного сгорания горючих веществ»

**Пример 1.** Определить низшую теплоту сгорания и количество воздуха, теоретически и действительно необходимого (коэффициент избытка воздуха  $\alpha = 1,2$ ) для сгорания 1 килограмма бензина, массовый состав которого: 15 % водорода ( $H_2$ ) и 85 % углерода (C).

*Решение.* Таким образом, согласно условию задачи, в 1 кг бензина содержится 0,15 кг водорода и 0,85 — углерода. Так как массовый состав топлива известен, то для расчета теплоты сгорания бензина можно воспользоваться формулой (1):

$$Q^H = 33,91 \cdot 0,85 + 102,99 \cdot 0,15 = 44,272 \text{ МДж/кг} = 44272 \text{ кДж/кг}.$$

Теоретически необходимое количество воздуха определим по выражению (4):

$$\begin{aligned} V^0 &= 8,8 (C + 0,378 \cdot S) + 26,6 \cdot H_2 - 3,33 \cdot O_2 = \\ &= 8,8 \cdot 0,85 + 26,6 \cdot 0,15 = 11,47 \text{ м}^3/\text{кг}. \end{aligned}$$

Действительное количество воздуха  $V_B = 11,47 \cdot 1,2 = 13,76 \text{ м}^3/\text{кг}$ .

**Пример 2.** Определить количество воздуха теоретически и действительно необходимого (коэффициент избытка воздуха  $\alpha = 1,2$ ) для сгорания 1 м<sup>3</sup> метана ( $CH_4$ ).

*Решение.* Расчет теоретически необходимого объема воздуха, требуемого для окисления 1 м<sup>3</sup> газообразного топлива, ведется по формуле (5). Так как горючее вещество представляет собой только углеводород типа  $C_nH_m$ , то формула (5) упростится и будет иметь следующий вид:

$$V^0 = 4,76 \left( \sum \left( n + \frac{m}{4} \right) C_nH_m \right) = 4,76 \left( 1 + \frac{4}{4} \right) CH_4 = 4,76 \left( 1 + \frac{4}{4} \right) \cdot 1 = 9,52 \text{ м}^3/\text{м}^3.$$

Действительный объем воздуха для сжигания 1 м<sup>3</sup> газообразного горючего будет  $V_B = 9,52 \cdot 1,2 = 11,42 \text{ м}^3/\text{м}^3$ .

**Пример 3.** Определить высшую и низшую теплоту сгорания 1 кг метана  $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$ . Сравнить с табличной величиной (табл. П. 2) и рассчитать относительную погрешность.

*Решение.* Так как известна только химическая формула горючего, то теплоту сгорания определяем по формуле (2). Высшая теплота сгорания одного моля  $\text{CH}_4$  равна  $q^B = 109,41 \cdot Z$  кДж/моль. Определим число смещающихся электронов:  $Z = 4 \cdot 1 + 4 = 8$ .

Высшая теплота сгорания 1 моля метана

$$q^B = 109,41 \cdot 8 = 875,28 \text{ кДж/моль.}$$

Высшая теплота сгорания 1 кг метана определится по формуле (3). Молекулярная масса метана (табл. П.1)  $\mu = 0,016$  кг/моль.

$$Q^B = \frac{q^B}{\mu} = \frac{109,41 \cdot 8}{0,016} = 54705 \text{ кДж/кг.}$$

Табличная величина высшей теплоты сгорания метана 55516 кДж/кг. Относительная погрешность составляет

$$\Delta = \frac{55516 - 54705}{55516} = 0,015, \text{ т. е. } 1,5 \%.$$

Определим низшую теплоту сгорания метана. Согласно химическому уравнению, написанному в условии задачи, стехиометрический коэффициент, стоящий перед  $\text{H}_2\text{O}$ , равен двум. Следовательно, низшая теплота сгорания метана

$$Q^H = Q^B - 2 \cdot 2257 = 54705 - 4514 = 50191 \text{ кДж/кг.}$$

Табличная величина низшей теплоты сгорания метана 50029 кДж/кг. Относительная погрешность составляет

$$\Delta = \frac{50191 - 50029}{50029} = 0,003, \text{ т. е. } 0,3 \%.$$

### **Задачи по теме для самостоятельного решения**

**Задача 1.** Определить низшую теплоту сгорания и количество воздуха, теоретически и действительно необходимого (коэффициент избытка воздуха  $\alpha = 1,2$ ) для сгорания 1 килограмма дизельного топлива, состоящего (по массе) из, %: 12,5 водорода ( $\text{H}_2$ ), 87 углерода (C) и 0,5 кислорода ( $\text{O}_2$ ).

**Задача 2.** Определить низшую теплоту сгорания и количество воздуха теоретически и действительно необходимого (коэффициент избытка воздуха  $\alpha = 1,1$ ) для сгорания 1 килограмма сухих дров. Массовый состав сухой древесины независимо от породы содержит, %: 49,5 углерода, 44,2 кислорода, 6,3 водорода.

**Задача 3.** Определить высшую теплоту сгорания 1 моля и 1 килограмма:



**Задача 4.** Определить высшую и низшую теплоту сгорания 1 кг пропана  $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 = 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ . Сравнить с табличной величиной (табл. П. 2) и рассчитать относительную погрешность.

**Задача 5.** Определить количество воздуха теоретически необходимого для сгорания 1 м<sup>3</sup> природного газа состава по объему, %:  $\text{H}_2 = 4$ ;  $\text{CH}_4 = 86$ ;  $\text{C}_2\text{H}_6 = 2$ ;  $\text{C}_3\text{H}_8 = 4$ ;  $\text{C}_4\text{H}_{10} = 4$ .

---

## ЗАНЯТИЕ № 2. Уравнения состояния идеального и реального газа. Смеси газов

---

**Уравнение состояния термодинамической системы.** Для термодинамической системы, масса которой не изменяется (закрытая система) состояние будет характеризоваться тремя термодинамическими параметрами: давлением  $p$ , температурой  $T$  и объемом  $V$ . Для того чтобы определить состояние термодинамической системы для гомогенной среды или отдельных фаз гетерогенной среды, необходимо задать как минимум два параметра:  $T = f(p, V)$ ;  $p = f(T, V)$ ;  $V = f(p, T)$ . Функциональная связь между основными термодинамическими параметрами  $F(p, V, T) = 0$  называется уравнением состояния. Конкретный вид уравнения состояния зависит от физических свойств рабочего тела, и его можно получить либо опытным путем, либо методами статистической физики [6].

**Уравнение состояния идеального газа.** Газ, между молекулами которого отсутствуют силы взаимного притяжения или отталкивания, а собственным объемом молекул в силу его малости пренебрегается, называется идеальным газом.

Уравнение состояния для  $M$  килограммов идеального газа имеет вид

$$pV = \frac{M}{\mu} RT. \quad (6)$$

Уравнение (6) можно записать также и через число молей ( $N = M / \mu$ ):

$$pV = NRT. \quad (7)$$

Уравнение (6) носит название *уравнение Менделеева — Клапейрона*.

В уравнении (6)  $R = 8,314 \text{ Дж} / (\text{моль} \cdot \text{К})$  называется *универсальной газовой постоянной*.

**Уравнение состояния для реального газа (уравнение Ван-дер-Ваальса).** Голландский физик Ван-дер-Ваальс, взяв за основу уравнение состояния идеального газа, учел собственный объем молекул и силы взаимодействия между ними и получил уравнение

$$(p + \beta)(V - a) = NRT, \quad (8)$$

где  $\beta$  — характеризует внутреннее давление, обусловленное взаимным притяжением молекул,  $a$  — коволюм, т.е. это та часть объема, который занимают сами молекулы. Величину  $a$  можно примерно определить из выражения  $a = 0,001 \cdot V_0$ , где  $V_0$  — объем газа, приведенный к нормальным физическим условиям ( $p_0 = 1,013$  бар,  $T_0 = 273$  К). Так как  $\beta \ll p$ , то уравнение (8) записывают так:

$$p(V - a) = NRT. \quad (9)$$

**Понятие о смесях веществ.** Вещества, все молекулы которого одинаковы, называются чистыми. Например, кислород, водород. Чистые вещества, составляющие смесь, называются компонентами. Одной из важных характеристик смеси является ее состав. Состав смеси определяется посредством массовых и мольных долей отдельных компонентов, входящих в смесь.

Масса смеси ( $M$ ) определяется как сумма масс отдельных компонентов, входящих в смесь:  $M = \sum_{i=1}^n M_i$ . Отношение массы данного компонента к массе смеси называется массовой долей данного компонента ( $m_i$ ):

$$m_i = \frac{M_i}{M}, \quad \sum_{i=1}^n m_i = 1.$$

В некоторых случаях состав смеси удобнее задавать в мольных долях. Мольная доля ( $r$ ) — это отношение количества молей данного компонента  $N_i$  к общему количеству молей смеси  $N$ :

$$r_i = \frac{N_i}{N}, \quad \sum_{i=1}^n r_i = 1.$$

Между массовыми и мольными долями существует связь. Если известны мольные доли компонентов, то выразить через них массовые доли можно следующим образом:

$$m_i = \frac{r_i \mu_i}{r_1 \mu_1 + r_2 \mu_2 + \dots + r_n \mu_n} = \frac{r_i \mu_i}{\sum_{i=1}^n r_i \mu_i}. \quad (10)$$

Величина, стоящая в знаменателе, обозначается  $\mu_{\text{см}}$  и называется кажущейся молекулярной массой смеси

$$\mu_{\text{см}} = \sum_{i=1}^n r_i \mu_i. \quad (11)$$

Формула для расчета кажущейся молекулярной массы смеси, определяемая через массовые доли, имеет вид

$$\frac{1}{\sum_{i=1}^n \frac{m_i}{\mu_i}} = \mu_{\text{см}}. \quad (12)$$

Соотношение между массовыми и мольными долями определяется выражением

$$r_i = \frac{m_i}{\mu_i} \mu_{\text{см}}. \quad (13)$$

**Смеси идеальных газов.** Для идеальных газов справедлив закон Дальтона, согласно которому давление смеси равно сумме парциальных давлений отдельных компонентов, входящих в смесь  $p = \sum_{i=1}^n p_i$ .

Запишем уравнение состояния идеального газа для  $i$ -го компонента, входящего в смесь, и для всей смеси:

$$p_i V = N_i R T, \quad p V = N R T.$$

Разделяя первое уравнение на второе, после сокращения получаем

$$\frac{p_i}{p} = \frac{N_i}{N} = r_i.$$

Откуда парциальное давление  $i$ -го компонента определяется

$$p_i = r_i p, \quad (14)$$

т. е. произведение мольной доли компонента на давление смеси.



**Способы выражения концентрации веществ.** Под концентрацией вещества понимают количество вещества, содержащегося в единице объема. Различают *массовую* концентрацию  $\rho_i$ , кг/м<sup>3</sup>:

$$\rho_i = \frac{M_i}{V} \quad (15)$$

и *мольную* концентрацию  $\nu_i$ , моль/м<sup>3</sup>:

$$\nu_i = \frac{N_i}{V}. \quad (16)$$

Очень часто используют безразмерные (относительные) концентрации, выраженные в процентах. *Относительная массовая* концентрация — отношение массовой концентрации  $i$ -го компонента ( $\rho_i$ ) к концентрации смеси ( $\rho$ ):

$$\frac{\rho_i}{\rho} = \frac{M_i/V}{M/V} = \frac{M_i}{M} = m_i. \quad (17)$$

*Относительная мольная* концентрация — отношение мольной концентрации  $i$ -го компонента ( $\nu_i$ ) к концентрации смеси ( $\nu$ ):

$$\frac{\nu_i}{\nu} = \frac{N_i/V}{N/V} = \frac{N_i}{N} = r_i. \quad (18)$$

Таким образом, массовая доля компонента в смеси это есть не что иное, как его относительная массовая концентрация, а мольная доля компонента в смеси характеризует его относительную мольную концентрацию.

### **Примеры решения задач по теме «Уравнения состояния идеального и реального газа. Смеси газов»**

**Пример 1.** Сжатый воздух в баллоне имеет давление 5 бар и температуру 20 °С. Во время пожара температура воздуха в баллоне поднялась до 400 °С. Взорвется ли баллон, если известно, что его стенки могут выдержать давление  $p_{\max} = 30$  бар.

*Решение.* Для ответа на вопрос воспользуемся уравнением состояния для идеального газа (7). Запишем это уравнение для начала и конца процесса:  $p_1 V = NRT_1$ ,  $p_2 V = NRT_2$ . Разделим второе уравнение на пер-

вое, учитывая, что объем и количество молей воздуха в баллоне не изменяются, получим  $\frac{p_2}{p_1} = \frac{T_2}{T_1}$ . Давление

$$p_2 = \frac{p_1 T_2}{T_1} = \frac{5(400 + 273)}{(20 + 273)} = 11,5 \text{ бар}.$$

Сравнивая полученное давление с максимальным, которое могут выдержать стенки, делаем вывод  $p_2 < p_{\max}$ , значит баллон не взорвется.

**Пример 2.** В емкости объемом  $0,2 \text{ м}^3$  находилось  $86$  молей взрывоопасного газа. В результате пожара газ нагрелся до температуры  $600 \text{ К}$  и емкость взорвалась. Определить собственный объем молекул газа (коволум) и оценить давление взрыва.

*Решение.* Определим собственный объем молекул (коволум). Для этого запишем уравнение состояния для нормальных физических условий  $p_0 V_0 = NRT_0$  и выразим объем газа, приведенный к нормальным физическим условиям  $V_0$ :

$$V_0 = \frac{NRT_0}{p_0} = \frac{86 \cdot 8,314 \cdot 273}{1,013 \cdot 10^5} = 1,93 \text{ м}^3.$$

Тогда собственный объем молекул газа (коволум) будет

$$a = 0,001 \cdot V_0 = 1,93 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3.$$

Давление взрыва оценим по формуле (9):

$$p_{\text{в}} = \frac{N \cdot R \cdot T_{\text{в}}}{V - a} = \frac{86 \cdot 8,314 \cdot 600}{0,2 - 1,93 \cdot 10^{-3}} = 21,7 \cdot 10^5 \text{ Па} = 21,7 \text{ бар}.$$

**Пример 3.** В помещение объемом  $100 \text{ м}^3$  при давлении воздуха  $1 \text{ бар}$  и температуре  $25^\circ \text{ С}$  произошло истечение  $6 \text{ кг}$  метана ( $\text{CH}_4$ ). Определить мольную долю метана в смеси с воздухом.

*Решение.* Мольную долю  $r_{\text{CH}_4}$  определим, воспользовавшись формулой (13):

$$r_{\text{CH}_4} = \frac{m_{\text{CH}_4} \cdot \mu_{\text{см}}}{\mu_{\text{CH}_4}}. \text{ В эту формулу входит массовая доля метана}$$

$$m_{\text{CH}_4} = \frac{M_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4} + M_{\text{в}}}. \text{ Для ее расчета найдем массу воздуха, из уравнения состояния (6):}$$

ния состояния (6):

$$M_B = \frac{p_B V_B \mu_B}{RT_B} = \frac{1 \cdot 10^5 \cdot 100 \cdot 0,029}{8,314 \cdot 298} = 120 \text{ кг.}$$

Тогда

$$m_{CH_4} = \frac{6}{6 + 120} = 0,0476,$$

а массовая доля воздуха  $m_B = 1 - 0,0476 = 0,9524$ . Определим кажущуюся молекулярную массу смеси по формуле (12). Значения молекулярной массы метана и воздуха берем из табл. П.1.

$$\mu_{см} = \frac{1}{\frac{m_{CH_4}}{\mu_{CH_4}} + \frac{m_B}{\mu_B}} = \frac{1}{\frac{0,0476}{0,016} + \frac{0,9524}{0,029}} = 0,0279 \text{ кг/моль.}$$

Мольная доля метана будет

$$r_{CH_4} = \frac{0,0476 \cdot 0,0279}{0,016} = 0,087.$$

### Задачи по теме для самостоятельного решения

**Задача 1.** Давление воздуха в баллоне 48 бар, а температура 15 °С. Во время пожара температура воздуха в баллоне поднялась до 450 °С. Взорвется ли баллон, если известно, что его стенки выдерживают давление не более 98 бар?

**Задача 2.** Мольный состав газа следующий, %:  $r_{CO} = 10$ ,  $r_{H_2} = 45$ ,  $r_{CH_4} = 35$ ,  $r_{C_2H_2} = 4$ ,  $r_{CO_2} = 3$ ,  $r_{N_2} = 3$ . Определить кажущуюся молекулярную массу, плотность и удельный объем смеси при нормальных физических условиях.

**Задача 3.** Мольный состав природного газа следующий, %:  $r_{H_2} = 4$ ,  $r_{CH_4} = 86$ ,  $r_{C_2H_6} = 2$ ,  $r_{C_3H_8} = 4$ ,  $r_{C_4H_{10}} = 4$ . Рассчитать массовые доли компонентов газа и определить парциальное давление  $C_2H_6$ .

**Задача 4.** Баллон емкостью 2 л заполнен водородом, давление в баллоне 5,5 бар. Другой баллон емкостью 5 л заполнен азотом, давление в баллоне 2 бар. Баллоны соединяют трубкой с краном. Определить давление, которое установится в баллонах, если кран открыть. Процесс изотермический.

**Задача 5.** В помещение объемом  $50 \text{ м}^3$  при давлении воздуха  $0,98 \text{ бар}$  и температуре  $20^\circ \text{C}$  произошло истечение  $3 \text{ кг}$  пропана ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ). Определить массовую и мольную доли пропана в смеси с воздухом и рассчитать парциальное давление пропана.

---

## ЗАНЯТИЕ № 3. Тепловой эффект реакции.

### Адиабатная температура горения и взрыва

---

**Теплоемкость.** Количество теплоты, которое необходимо сообщить единице вещества, чтобы изменить его температуру на один градус, называется удельной теплоемкостью. Различают удельную массовую теплоемкость  $c$ , Дж/(кг·К) и удельную молярную теплоемкость  $\mu c$ , Дж/(моль·К). Удельная теплоемкость, которую дальше будем называть просто теплоемкостью, зависит от рода вещества, температуры, давления и характера термодинамического процесса. В зависимости от характера процесса различают теплоемкость при постоянном объеме и при постоянном давлении. Индекс « $v$ » или « $p$ » у символа теплоемкости характеризует процесс. Например,  $c_v$  и  $c_p$  есть соответственно массовая теплоемкость при постоянном объеме и при постоянном давлении. Известно [6], что  $\mu c_p - \mu c_v = R$ , а  $\frac{\mu c_p}{\mu c_v} = k$ , где  $k$  — показатель адиабаты. Учитывая соотношения между молярными теплоемкостями. Запишем формулу для расчета удельной массовой теплоемкости при постоянном объеме

$$c_v = \frac{R}{\mu(k-1)}. \quad (19)$$

Для точных расчетов необходимо учитывать зависимость теплоемкости от температуры. Эта зависимость является нелинейной и может быть задана аналитически выражением вида  $c_x = a + b \cdot t + \dots$ , где  $a$ ,  $b$  — постоянные коэффициенты, имеющие разные значения для различных газов. Значения этих коэффициентов для расчета удельной молярной теплоемкости при постоянном давлении для различных веществ, находящихся в газообразном состоянии, приведены в табл. П.4 [2].

**Теплоемкость газовых смесей.** Для определения теплоемкости газовых смесей необходимо знать состав смеси и теплоемкости отдельных газов, входящих в смесь. Массовую теплоемкость смеси можно определить по формуле

$$c_{x\text{см}} = \sum_{i=1}^n m_i c_{xi}. \quad (20)$$

Удельная мольная теплоемкость смеси находится из выражения

$$\mu c_{x\text{см}} = \sum_{i=1}^n r_i \cdot \mu c_{xi}. \quad (21)$$

В формулах (20) и (21)  $x$  характеризует процесс ( $p = \text{const}$  или  $V = \text{const}$ ).

**Внутренняя энергия ( $U$ , Дж).** В процессе изменения состояния системы изменяется кинетическая и потенциальная энергия молекул. Так как кинетическая энергия молекул зависит от температуры, а потенциальная — от объема системы, то  $U = f(T, V)$ , т. е. является функцией основных параметров системы и поэтому сама выступает в качестве параметра состояния системы. Поскольку внутренняя энергия является параметром состояния, то при переходе системы из начального состояния в конечное изменение внутренней энергии  $\Delta U = U_2 - U_1$  вне зависимости от пути и способа перехода.

**Энтальпия ( $H$ , Дж)** характеризует энергию расширенной термодинамической системы и так же, как и внутренняя энергия является функцией основных параметров системы  $H = f(P, T)$ , поэтому сама является параметром состояния. При переходе системы из начального состояния в конечное изменение энтальпии  $\Delta H = H_2 - H_1$  и не зависит от характера процесса.

**Первый закон термодинамики.** Согласно первому закону термодинамики, количество теплоты, которое подводится к термодинамической системе, расходуется на изменение внутренней энергии ( $\Delta U$ ) и на совершение работы ( $L$ ):

$$Q = \Delta U + L, \quad (22)$$

где  $L = \int_{V_1}^{V_2} p dV$ .

Первый закон термодинамики можно записать и через энтальпию

$$Q = \Delta H + L', \quad (23)$$

где  $L' = -\int_{p_1}^{p_2} V dp$  называется располагаемой работой.

**Тепловой эффект реакции.** В химической термодинамике рассматриваются два вида реакций: изохорно-изотермические, протекающие при  $V = \text{const}$  и  $T = \text{const}$ , тепловой эффект которых обозначается как  $Q_v$ ; изобарно-изотермические, протекающие при  $p = \text{const}$  и  $T = \text{const}$ , тепловой эффект которых —  $Q_p$ . Из первого закона термодинамики (22) следует, что для изохорно-изотермической реакции ( $L = 0$ ):

$$Q_v = U_2 - U_1 = \Delta U. \quad (24)$$

Записывая первый закон термодинамики (23) для изобарно-изотермической реакции ( $L' = 0$ ), получаем

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H. \quad (25)$$

Таким образом, тепловой эффект изохорно-изотермической реакции однозначно определяется только изменением внутренней энергии системы, а тепловой эффект изобарно-изотермической реакции — изменением энтальпии системы.

**Теплота образования** — это тепловой эффект образования одного моля соединения из исходных (простых) веществ при стандартных условиях. Стандартные условия характеризуются параметрами:  $T = 273 + 25 = 298$  К,  $p = 1,013 \cdot 10^5$  Па. Теплота образования простых веществ  $O_2$ ,  $H_2$ , C и т. д. при стандартных условиях принимается равной нулю ( $Q_p = \Delta H_{298} = 0$ ).

Расчет теплоты образования основан на принципе суммирования энергии связи в молекулах. Каждой связи приписывается определенная энергия, которая остается неизменной в любых соединениях. Химическая реакция может сопровождаться выделением теплоты или протекать с поглощением теплоты. Химическая реакция, происходящая с выделением теплоты, называется экзотермической, а с поглощением

ем теплоты эндотермической. В экзотермических реакциях  $H_1$  больше  $H_2$ , поэтому  $\Delta H = H_2 - H_1$  отрицательно. В эндотермических реакциях  $H_1$  меньше  $H_2$ , поэтому  $\Delta H = H_2 - H_1$  положительно. Теплота образования ( $\Delta H_{298}$ ) является табличной величиной. Значения теплоты образования для некоторых газообразных химических соединений при стандартных условиях приведены в табл. П.4.

Тепловой эффект реакции горения, протекающей при постоянном давлении, равен алгебраической сумме теплоты образования продуктов реакции за вычетом суммы теплоты образования исходных веществ:

$$Q_p = \Delta H = \sum_{i=1}^n (\Delta H_{pi}^{\text{обр}})^{\text{прод}} - \sum_{j=1}^k (\Delta H_{pj}^{\text{обр}})^{\text{исх}}. \quad (26)$$

Взрыв протекает при постоянном объеме, поэтому теплота взрыва ( $Q_v$ ) определяется как разность между суммой теплоты образования продуктов взрыва и теплоты образования исходного взрывчатого вещества:

$$Q_v = \Delta U = \sum_{i=1}^m (Q_i^{\text{обр}})^{\text{прод}} - (Q^{\text{обр}})^{\text{исх}}. \quad (27)$$

Связь между  $Q_p$  и  $Q_v$ :

$$Q_p - Q_v = \Delta H - \Delta U = \Delta NRT, \quad (28)$$

где  $\Delta N = N^{\text{прод}} - N^{\text{исх}}$  — изменение числа молей продуктов и исходных веществ.

Величина  $\Delta NRT$  может быть положительной, отрицательной и равной нулю. Все зависит от количества молей продуктов и исходных веществ. Если число молей продуктов реакции будет больше, чем число молей исходных, то  $\Delta N > 0$ , а  $Q_p > Q_v$ . При  $\Delta N < 0$ ,  $Q_p < Q_v$ . Если  $\Delta N = 0$ , то  $Q_p = Q_v$ . Формула (28) является важной для практики.

**Зависимость теплоты реакции от температуры.** Опыт показывает, что тепловые эффекты  $Q_p$  и  $Q_v$  зависят от температуры. Если расчет вести от стандартной температуры  $T = 298$  К, то тепловой эффект реакции при температуре  $T_2$  определится как

$$Q_{vT_2} = \Delta U_{298} + \int_{298}^{T_2} \sum_{j=1}^k (N_j \mu_{c_{vj}})^{\text{прод}} dT - \int_{298}^{T_2} \sum_{i=1}^n (N_i \mu_{c_{vi}})^{\text{исх}} dT, \quad (29)$$



$$Q_{pT_2} = \Delta H_{298} + \int_{298}^{T_2} \sum_{j=1}^k (N_j \mu_{pj})^{\text{прод}} dT - \int_{298}^{T_2} \sum_{i=1}^n (N_i \mu_{pi})^{\text{исх}} dT. \quad (30)$$

**Адиабатная температура горения.** Это максимальная температура, достигаемая в процессе горения при отсутствии тепловых потерь между системой и окружающей средой (адиабатные условия  $dQ = 0$ ). Если температура исходной горючей смеси 298 К, то

$$\Delta H_{298} + \int_{298}^T \sum_{i=1}^n (N_i \mu_{pi})^{\text{прод}} dT = 0, \quad (31)$$

где  $T$  — адиабатная температура горения,  $\Delta H_{298} = H_{298}^{\text{прод}} - H_{298}^{\text{исх}}$  — стандартный тепловой эффект реакции горения.

Если температура исходных реагентов не 298, а равна  $T_1$ , то адиабатная температура горения определяется из формулы

$$\Delta H_{298} + \int_{298}^T \sum_{i=1}^n (N_i \mu_{pi})^{\text{прод}} dT + \int_{T_1}^{298} \sum_{j=1}^k (N_j \mu_{pj})^{\text{исх}} dT = 0. \quad (32)$$

**Адиабатная температура взрыва.** Это максимальная температура, достигаемая в процессе взрыва, происходящего при отсутствии тепловых потерь между системой и окружающей средой. Если исходные реагенты находятся при стандартных условиях, то адиабатная температура взрыва определится из формулы

$$\Delta U_{298} + \int_{298}^T \sum_{i=1}^n (N_i \mu_{vi})^{\text{прод}} dT = 0. \quad (33)$$

При подогреве исходных реагентов до температуры  $T_1$  формула для определения адиабатной температуры взрыва имеет вид

$$\Delta U_{298} + \int_{298}^T \sum_{i=1}^n (N_i \mu_{vi})^{\text{прод}} dT + \int_{T_1}^{298} \sum_{j=1}^k (N_j \mu_{vj})^{\text{исх}} dT = 0. \quad (34)$$

**Давление взрыва.** Оценить давление взрыва газозоодушных смесей можно с помощью уравнения состояния идеального газа (7). Запишем это уравнение для исходных веществ  $p_{\text{исх}} V = N_{\text{исх}} R T_{\text{исх}}$  и для продуктов реакции  $p_{\text{прод}} V = N_{\text{прод}} R T_{\text{прод}}$ . Выразим из этих уравнений объем

смеси и, учитывая, что взрыв протекает при постоянном объеме, имеем  $\left(\frac{NT}{p}\right)^{\text{прод}} = \left(\frac{NT}{p}\right)^{\text{исх}}$ . Выражая из этого равенства давление продуктов взрыва, получим

$$p_{\text{прод}} = p_{\text{исх}} \frac{(NT)^{\text{прод}}}{(NT)^{\text{исх}}}. \quad (35)$$

### **Примеры решения задач по теме «Тепловой эффект реакции. Адиабатная температура горения и взрыва»**

**Пример 1.** Вычислить тепловой эффект реакции  $2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_4\text{O}$ , протекающей при постоянном давлении и температуре 400 К. Принять, что число молей реагентов, участвующих в реакции, равны стехиометрическим коэффициентам.

*Решение.* Из табл. П. 4 выписываем значения стандартных тепловых эффектов образования исходных элементов и продуктов. Стандартные теплоты образования для CO и  $\text{CH}_4\text{O}$  следующие:

$$(\Delta H_{298})_{\text{CO}}^{\text{обр}} = -110,947 \text{ кДж/моль}; \quad (\Delta H_{298})_{\text{CH}_4\text{O}}^{\text{обр}} = -201,936 \text{ кДж/моль}.$$

Зависимость мольной теплоемкости реагентов от температуры, согласно данным табл. П. 4, описывается уравнениями:

$$\mu c_{p_{\text{H}_2}} = 28,61 + 1,17 \cdot 10^{-3} T \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)};$$

$$\mu c_{p_{\text{CO}}} = 29,12 + 2,5 \cdot 10^{-3} T \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)};$$

$$\mu c_{p_{\text{CH}_4\text{O}}} = 33,52 + 5,12 \cdot 10^{-3} T \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}.$$

Согласно формуле (30), тепловой эффект реакции определяется выражением

$$Q_{pT_2} = \Delta H_{298} + \int_{298}^{T_2} \left[ \sum_{i=1}^n N_i \mu c_{pi}^{\text{прод}} - \sum_{j=1}^k N_j \mu c_{pj}^{\text{исх}} \right] dT.$$

В этой формуле стандартный тепловой эффект образования  $\Delta H_{298}$  равняется разности тепловых эффектов образования продуктов и исходных реагентов:

$$\Delta H_{298} = \Delta H_{(298)}^{\text{прод}} - \Delta H_{(298)}^{\text{исх}} = -201,936 - (-110,947) = -90,989 \text{ кДж/моль},$$

или 90989 Дж/моль.

Вычислим разность мольных теплоемкостей:

$$\begin{aligned} \sum_{i=1}^n N_i \mu c_{pi}^{\text{прод}} - \sum_{j=1}^k N_j \mu c_{pj}^{\text{исх}} &= (33,52 + 5,12 \cdot 10^{-3} T) - \\ &- [2(28,61 + 1,17 \cdot 10^{-3} T) + (29,12 + 2,5 \cdot 10^{-3} T)] = \\ &= (-52,82 + 0,28 \cdot 10^{-3} T). \end{aligned}$$

Подставим это в исходную формулу определения теплового эффекта

$$\begin{aligned} Q_p &= -90989 + \int_{298}^{400} (-52,82 + 0,28 \cdot 10^{-3} T) dT = \\ &= -90989 - 52,82(400 - 298) + \frac{0,28 \cdot 10^{-3}}{2} (400^2 - 298^2) = -96367 \text{ Дж/моль}. \end{aligned}$$

**Пример 2.** Реакция метана  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  с кислородом сопровождается взрывом. Оценить максимальную (адиабатную) температуру и давление взрыва. Принять, что число молей реагентов, участвующих в реакции, равны стехиометрическим коэффициентам. Подогрев исходной смеси отсутствует. Все компоненты реакции находятся в газообразном состоянии.

*Решение.* Для нахождения адиабатной температуры взрыва воспользуемся формулой (33):

$$\Delta U_{298} + \int_{298}^T \sum_{i=1}^2 (N_{\text{CO}_2} \mu c_{v\text{CO}_2} + N_{\text{H}_2\text{O}} \mu c_{v\text{H}_2\text{O}}) dT = 0.$$

Стандартная теплота взрыва  $Q_v = \Delta U_{298}$  неизвестна. Рассчитаем ее по известному тепловому эффекту реакции  $\Delta H_{298}$ , воспользовавшись формулой (28)  $\Delta H_{298} - \Delta U_{298} = \Delta NRT$ , где  $\Delta N = N^{\text{прод}} - N^{\text{исх}}$ . Согласно реакционному уравнению  $\Delta N = 3 - 3 = 0$ . Следовательно, для данной реакции  $\Delta U_{298} = \Delta H_{298}$ .

При стандартных условиях тепловой эффект реакции ( $\Delta H_{298}$ ) согласно (26) определяется как разность теплоты образования продуктов и исходных веществ, участвующих в реакции. Из табл. П. 4 выписываем значения стандартных тепловых эффектов образования исходных элементов и продуктов реакции:

$$(\Delta H_{298}^{\text{обр}})_{\text{CO}_2} = -395,892 \text{ кДж/моль}, \quad (\Delta H_{298}^{\text{обр}})_{\text{H}_2\text{O}} = -242,752 \text{ кДж/моль}.$$

Подставляем эти значения в формулу (26):

$$\begin{aligned} \Delta H_{298} &= \sum_{i=1}^n (\Delta H_{298}^{\text{обр}})^{\text{прод}} - \sum_{j=1}^k (\Delta H_{298}^{\text{обр}})^{\text{исх}} = \\ &= -395,892 + (-2 \cdot 242,752) - (-75,134) = 806,262 \text{ кДж/моль}. \end{aligned}$$

Значения молярных теплоемкостей при постоянном объеме  $\mu c_v$  также неизвестны. Воспользуемся соотношением  $\frac{\mu c_p}{\mu c_v} = k$ , откуда  $\mu c_v = \mu c_p / k$ .

Для многоатомных газов показатель адиабаты равен 1,33. Значения молярных теплоемкостей при постоянном давлении возьмем из табл. П.4, получим

$$\mu c_{v\text{CO}_2} = 26,96 + 13,5 \cdot 10^{-3} T, \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)},$$

$$\mu c_{v\text{H}_2\text{O}} = 25,20 + 5,12 \cdot 10^{-3} T, \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}.$$

Подставляем все данные в уравнение

$$-806262 + \int_{298}^T \left[ (26,96 + 13,5 \cdot 10^{-3} T) + 2(25,2 + 5,12 \cdot 10^{-3} T) \right] dT = 0.$$

Делаем последовательно вычисления подинтегрального выражения: сначала в скобках, получаем

$$-806262 + \int_{298}^T \left[ (77,36 + 23,74 \cdot 10^{-3} T) \right] dT = 0,$$

затем берем интеграл, получаем

$$-806262 + 77,36(T - 298) + \frac{23,74 \cdot 10^{-3}}{2} (T^2 - 298^2) = 0.$$

Раскрываем скобки и делаем арифметические вычисления, получаем квадратное уравнение  $T^2 + 6450 T - 69199400 = 0$ . Решая квадратное уравнение, находим величину адиабатной температуры взрыва  $T = 5697 \text{ К}$ .

Давление взрыва оценим, используя формулу (35):

$$p_{\text{прод}} = p_{\text{исх}} \frac{(NT)^{\text{прод}}}{(NT)^{\text{исх}}} = 1,013 \cdot \frac{3 \cdot 5697}{3 \cdot 298} = 19,1 \text{ бар}.$$

## Задачи по теме для самостоятельного решения

**Задача 1.** Определить теплоту образования одного моля метана при стандартных условиях. Реакция горения:  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + q$ . Все компоненты реакции находятся в газообразном состоянии. Сравнить с табличной величиной. Найти относительную погрешность расчета. Значения стандартных тепловых эффектов исходных элементов и продуктов реакции взять из табл. П. 4.

**Задача 2.** Вычислить тепловой эффект реакции  $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 = 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ , протекающей при постоянном давлении и температуре 400 К. Принять, что число молей реагентов, участвующих в реакции, равны стехиометрическим коэффициентам. Все компоненты реакции находятся в газообразном состоянии. Значения мольных теплостемкостей и стандартных тепловых эффектов элементов реакции взять соответственно из табл. П. 4.

**Задача 3.** Для реакции водорода с кислородом  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$  необходимо вычислить, на сколько больше или меньше выделяется теплоты в реакции, протекающей при постоянном давлении, по сравнению с реакцией, протекающей при постоянном объеме. Реакция протекает при 127 °С. Реагенты и продукты реакции обладают свойствами идеального газа. Принять, что число молей реагентов, участвующих в реакции, равны стехиометрическим коэффициентам.

**Задача 4.** Определить максимальную (адиабатную) температуру горения пропана  $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 = 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ . Подогрев исходной смеси отсутствует. Принять, что число молей реагентов, участвующих в реакции, равны стехиометрическим коэффициентам. Все компоненты реакции находятся в газообразном состоянии. Значения мольных теплостемкостей и стандартных тепловых эффектов элементов реакции взять соответственно из табл. П. 4.

**Задача 5.** Реакция водорода с кислородом  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$  сопровождается взрывом. Определить максимальную (адиабатную) температуру и давление взрыва. Подогрев исходной смеси отсутствует. Принять, что число молей реагентов, участвующих в реакции, равны стехиометрическим коэффициентам. Все компоненты реакции находятся в газообразном состоянии. Показатель адиабаты трехатомных газов равен 1,33. Значения мольной изобарной теплостемкости водяного пара и теплоту его образования взять из табл. П. 4.

---

## ЗАНЯТИЕ № 4. Скорость реакции, зависимость ее от температуры (закон Аррениуса). Константа равновесия. Энергия активации

---

**С**корость гомогенной реакции. Если  $v$  — мольная концентрация какого-либо исходного или образующегося вещества (продукта), то скорость реакции  $W$  (по модулю) определяется изменением этой концентрации в единицу времени:  $W = dv/d\tau$ , моль/(м<sup>3</sup> с). Скорость реакции можно определить по скорости изменения концентрации любого компонента, участвующего в реакции. С молекулярно-кинетической точки зрения скорость реакции пропорциональна числу столкновений молекул, а это тем больше, чем выше концентрация веществ. Поэтому основное уравнение химической кинетики связывает скорость химической реакции с концентрацией реагирующих веществ. Скорость протекания реакции  $A + B \dots \rightleftharpoons A_1 + B_1 + \dots$  слева направо определится как  $W = k v_A v_B \dots$ , а скорость протекания реакции справа налево —  $W_1 = k_1 v_{A_1} v_{B_1} \dots$ , где  $k$  и  $k_1$  — *константы скоростей реакций*, зависящие от химической природы реагентов, температуры и присутствия катализаторов. Константа скорости реакции не зависит от концентрации реагирующих веществ и времени. Для общего случая реакции, когда стехиометрические коэффициенты не равны единице,  $N_1 A + N_2 B + \dots = N'_1 A_1 + N'_2 B_1 + \dots$  значения скоростей реакций определяются уравнениями  $W = k v_A^{N_1} v_B^{N_2} \dots$  и  $W_1 = k_1 v_{A_1}^{N'_1} v_{B_1}^{N'_2} \dots$ , где  $N$  — количество молей компонента, участвующего в реакции. Таким образом, в гомогенной среде при неизменной температуре скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ. Для реакции  $i$ -го порядка, если смесь стехиометрическая, скорость реакции определяется выражением

$$W = k v^i. \quad (36)$$

**Константа равновесия  $k_v$ .** При достижении химического равновесия  $W_1 = W$ , т. е.  $k v_A v_B \dots = k_1 v_{A_1} v_{B_1} \dots$ , откуда  $\frac{k_1}{k} = \frac{v_A v_B \dots}{v_{A_1} v_{B_1} \dots} = k_v$ . Или для общего случая

$$k_v = \frac{v_A^{N_1} v_B^{N_2} \dots}{v_{A_1}^{N'_1} v_{B_1}^{N'_2} \dots} \quad (37)$$

Константа равновесия позволяет рассчитать состав равновесной смеси, является важной величиной в химии, определяется либо расчетным путем, либо экспериментально. Для идеально—газовой реакции константа равновесия зависит от температуры и определяется по формуле

$$\frac{d}{dT}(\ln k_v) = \frac{Q}{RT^2}, \quad (38)$$

где  $Q$  — тепловой эффект реакции.

**Запись константы равновесия через парциальные давления реагентов.** В практических расчетах газовых реакций часто константу равновесия находят через парциальные давления реагентов. Это связано с тем, что чаще всего состав смеси задается относительными мольными долями реагентов, которые согласно (14) пропорциональны парциальным давлениям.

Для общего случая, когда реакция протекает с изменением числа молей  $N_1 A + N_2 B + \dots = N'_1 A_1 + N'_2 B_1 + \dots$ , константа равновесия определится так

$$k_v = \frac{p_A^{N_1} \cdot p_B^{N_2} \dots}{p_{A_1}^{N'_1} \cdot p_{B_1}^{N'_2} \dots} (RT)^{\Delta N}, \quad (39)$$

где  $\Delta N = (N'_1 + N'_2 + \dots) - (N_1 + N_2 + \dots)$ .

Таким образом, константа равновесия зависит от величины парциальных давлений компонентом, входящих в смесь, которые в свою очередь согласно (14) зависят от значения мольных долей компонентов смеси.

**Зависимость скорости реакции от температуры (закон Аррениуса).** Для нахождения зависимости скорости реакции от температуры, как следует из формулы (36), достаточно определить температурную зависимость константы скорости реакции. Эта зависимость,

установленная Аррениусом, имеет экспоненциальный вид и называется законом Аррениуса:

$$k = k_0 e^{-E/RT} = k_0 \exp\left(-\frac{E}{RT}\right). \quad (40)$$

Сомножитель  $k_0$  в формуле (40), называемый предэкспоненциальным множителем или коэффициентом накопления, характеризует общее число соударений молекул. Размерность  $k_0$  зависит от порядка реакции (для реакции первого порядка  $k_0$ , 1/с). Но не все столкновения молекул приводят к реакции, поэтому вводится понятие энергии активации:  $E$ , Дж/моль — энергия активации, под которой понимают минимальное количество энергии поступательного движения, которой должна обладать пара молекул, чтобы прореагировать. По величине энергии активации можно судить о скорости протекания реакции при данной температуре: чем меньше энергия активации, тем скорость реакции больше. Учитывая выражение (40), скорость реакции (36)  $i$ -го порядка будет иметь вид

$$W = k_0 v^i e^{-\frac{E}{RT}}. \quad (41)$$

**Вычисление энергии активации.** Энергию активации можно определить опытным путем или вычислить по известным константам скорости реакции, протекающей при температурах  $T_1$  и  $T_2$ .

$$E = \ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} R \frac{T_1 T_2}{T_2 - T_1}. \quad (42)$$

Значения энергии активации и предэкспоненциального множителя при горении некоторых газов в воздухе приведены в табл. П. 5 [7].



### Примеры решения задач по теме «Скорость реакции, зависимость ее от температуры (закон Аррениуса). Константа равновесия. Энергия активации»

**Пример 1.** В помещение объемом воздуха  $100 \text{ м}^3$  произошло истечение  $10 \text{ кг}$  метана ( $\text{CH}_4$ ). В результате короткого замыкания в проводах возникла искра, температура которой составила  $535^\circ\text{C}$ . Определить начальную скорость реакции горения метана.

*Решение.* Скорость реакции определится по формуле (41)  $W = k_0 v^i e^{-E/RT}$ . В этой формуле, согласно данным П. табл. П. 5, значения кинетических констант  $k_0 = 2,137 \cdot 10^{14}$ ,  $E = 129800 \text{ Дж/моль}$ . Молярная концентрация, формула (16),  $v = \frac{N}{V}$ . Количество молей метана  $N = \frac{M}{\mu} = \frac{10}{0,016} = 625 \text{ моль}$ . Следовательно, концентрация метана в воздухе  $v = \frac{N}{V} = \frac{625}{100} = 6,25 \text{ моль/м}^3$ . Реакция горения второго порядка  $i = 2$ .

Скорость реакции (начальная) составит

$$W = k_0 v^i e^{-E/RT} = 2,137 \cdot 10^{14} \cdot 6,25^2 \cdot e^{\frac{-129800}{8,314 \cdot 808}} = 34 \cdot 10^6 \text{ моль/(м}^3 \text{ с)}.$$

**Пример 2.** Константа скорости некоторой мономолекулярной реакции при температуре  $20^\circ\text{C}$  равна  $0,3 \text{ моль/с}$ , а при температуре  $50^\circ\text{C}$  —  $0,4 \text{ моль/с}$ . Определить энергию активации и рассчитать скорость реакции при температуре  $300^\circ\text{C}$ , приняв значение  $v^i = 1$ .

*Решение.* Для расчета энергии активации при температуре  $30^\circ\text{C}$  воспользуемся формулой (42):

$$E = \ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} R \frac{T_1 T_2}{T_2 - T_1} = \ln \frac{0,4}{0,3} 8,314 \frac{293 \cdot 323}{323 - 293} = 7545 \text{ Дж/моль}.$$

Скорость реакции определим по формуле (41):  $W = k_0 v^i e^{-E/RT_3}$ . По известной величине константы скорости реакции  $k = k_0 e^{-E/RT_2}$  при температуре  $20^\circ\text{C}$  вычислим предэкспоненциальный множитель (коэффициент накопления)  $k_0$ .

$$k_0 = \frac{k_{20}}{e^{-E/RT_{20}}} = \frac{0,3}{e^{-7545/8,314 \cdot 293}} = 6,02 \text{ с}^{-1}.$$

Подставим значение  $k_0$  в формулу скорости реакции, получим

$$W = k_0 v^i e^{-E/RT_3} = 6,02 \cdot 1 \cdot e^{-7545/8,314 \cdot 573} = 1,24 \text{ моль}/(\text{м}^3 \text{с}).$$

### Задачи по теме для самостоятельного решения

**Задача 1.** Для реакции  $2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$  константа скорости реакции при температуре 1000 К равна 0,03 (моль/с). Вычислить константу скорости этой реакции при температуре 2000 К, если энергия активации  $10^4$  Дж/моль.

**Задача 2.** Константа скорости некоторой мономолекулярной реакции при температуре 70 °С равна 0,4 моль/с, а при температуре 100 °С равна 0,5 моль/с. Определить энергию активации и рассчитать скорость реакции при температуре 30 °С, приняв значение  $v^i = 1$ .

**Задача 3.** При температуре 127 °С и давлении 5 бар в сосуде протекает реакция  $\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{CH}_4$ . Определить константу равновесия. Принять, что число молей компонентов, участвующих в реакции, равно их стехиометрическим коэффициентам.

**Задача 4.** При температуре 80 °С и давлении 1 бар в сосуде протекает реакция диссоциации:  $2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$ . Мольные доли компонентов равны, %:  $r_{\text{CO}_2} = 40$ ,  $r_{\text{CO}} = 40$ ,  $r_{\text{O}_2} = 20$ . Определить константу равновесия. Элементы реакции считать идеальными газами.

**Задача 5.** В помещение объемом воздуха 50 м<sup>3</sup> произошло истечение 1 кг пропана ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ). В результате проскакивания искры, температура которой составила 465 °С, возник пожар. Определить начальную скорость реакции горения. Значения предэкспоненциального множителя и энергии активации для пропана взять из табл. П. 5.

---

## ЗАНЯТИЕ № 5. Температура самовоспламенения (взрыва). Формулы Семенова и Франк-Каменецкого

---

**Д**ва способа воспламенения. Для того чтобы газовая смесь загорелась, ее нужно воспламенить (зажечь). Это можно сделать двумя способами. Первый способ заключается в том, что холодная смесь зажигается в одной точке пространства посредством зажженной спички (искры) или накаливаемого тела, а дальнейшее воспламенение всего объема происходит самопроизвольно с определенной скоростью распространения зоны горения.

Второй способ заключается в том, что смесь целиком доводится до такой температуры, при которой самостоятельно без внешнего воздействия самовоспламеняется (происходит взрыв). Соответственно эти два способа воспламенения говорят о *вынужденном зажигании* и о *самовоспламенении*. Характеристики процессов зажигания и самовоспламенения различны, но в их основе лежит общий тепловой фактор.

Как известно, скорость химической реакции зависит от состава смеси и температуры. При горении выделяющаяся теплота частично отводится в окружающую среду. Это приводит к тому, что температура в разных точках объема горения становится неодинаковой. Наличие поля температур в объеме горения приводит к различию скоростей реагирования в разных точках пространства и возникновению полей концентраций. Вследствие этого в системе возникают процессы переноса теплоты и вещества (процессы тепло- и массообмена). Поэтому для анализа процессов горения необходимо прибегнуть к решению системы двух дифференциальных уравнений — уравнения теплопроводности и диффузии. Решить эти уравнения точно очень сложно. Поэтому задачу решают приближенно. Например, пренебрегают наличием полей температур и концентраций, считая, что ни температура, ни концентрация по координатам системы и во времени не изменяются.

**Температура самовоспламенения (взрыва). Формула Семенова.** Пренебрегая наличием полей температуры и концентрации в объеме горючей смеси, Семенов [3] установил условия самовоспламенения и получил формулу для оценки температуры самовоспламенения. Температура самовоспламенения — минимальная температура, до которой необходимо нагреть горючую смесь, чтобы процесс горения начался самопроизвольно.

$$T_{\text{в}} = T_{\text{с}} + \frac{RT_{\text{с}}^2}{E}. \quad (43)$$

Выражение (43) называется формулой Семенова. Расчеты показывают, что величина температуры самовоспламенения  $T_{\text{в}}$  незначительно отличается от температуры стенки  $T_{\text{с}}$  сосуда. В П. табл. П. 6 [8] приводятся значения температур самовоспламенения некоторых веществ в смеси с воздухом.

Температура самовоспламенения  $T_{\text{в}}$  определяется чаще всего экспериментально, но сделать это достаточно трудно ввиду больших скоростей изменения температуры внутри сосуда. Поэтому температурой самовоспламенения принято считать ту наименьшую температуру стенки сосуда ( $T_{\text{с}}$ ), при которой в данных условиях произошел взрыв.

**Температура самовоспламенения (взрыва). Формула Франк-Каменецкого.** Франк-Каменецкий [3], учитывая изменение температуры среды по координатам и форму сосуда, в котором протекает реакция, получил формулы для более точного расчета температуры самовоспламенения.

Температура самовоспламенения (взрыва) горючей смеси, находящейся:

- в плоском сосуде

$$T_{\text{в}} = T_{\text{с}} + 1,2 \frac{RT_{\text{с}}^2}{E}; \quad (44)$$

- в цилиндрическом сосуде

$$T_{\text{в}} = T_{\text{с}} + 1,39 \frac{RT_{\text{с}}^2}{E}; \quad (45)$$

- в сферическом сосуде

$$T_{\text{в}} = T_{\text{с}} + 1,61 \frac{RT_{\text{с}}^2}{E}. \quad (46)$$

**Критерий теплового взрыва ( $\delta$ ).** Чтобы ответить на вопрос, произойдет ли тепловой взрыв в сосуде, содержащем горючее вещество, необходимо рассчитать критерий теплового взрыва:

$$\delta = k_0 v^i \frac{q}{\lambda} r_0^2 \frac{E}{RT_c^2} \cdot e^{-\frac{E}{RT_c}} \quad (47)$$

и сравнить с величиной  $\delta_{кр}$ . Значение  $\delta_{кр}$  зависит от формы сосуда. Для плоского сосуда значение  $\delta_{кр} = 0,88$ , для цилиндрического сосуда  $\delta_{кр} = 2$ , а для сферического  $\delta_{кр} = 3,32$ .

Теория Франк-Каменецкого, первоначально разработанная применительно к газовой смеси, дает хорошие результаты при ее применении к тепловому взрыву твердых веществ. В случае взрыва жидкостей важную роль играет конвекция, особенно если при разложении образуются пузырьки газа, которые перемешивают жидкость. Это ведет к увеличению значения критерия теплового взрыва  $\delta$  (47), выше которого процесс горения происходит взрывом.

### **Пример решения задач по теме «Температура самовоспламенения (взрыва). Формулы Семенова и Франк-Каменецкого»**

**Пример 1.** В газовом баллоне находился пропана ( $C_3H_8$ ). Во время пожара стенки баллона нагрелись до  $400^\circ C$ . В результате разрыва стенок баллона образовалась смесь пропана с воздухом, которая самовоспламенилась. Определить температуру самовоспламенения.

*Решение.* Для определения температуры самовоспламенения пропана, находившегося в баллоне цилиндрической формы, воспользуемся формулой Франк-Каменецкого (45):  $T_B = T_c + 1,39 \frac{RT_c^2}{E}$ .

Энергия активации пропана, согласно данным табл. П. 5,  $E = 61500$  Дж/моль.

$$T_B = T_c + 1,39 \frac{RT_c^2}{E} = 673 + 1,39 \frac{8,314 \cdot 673^2}{61500} = 758 \text{ К, или } 485^\circ C.$$

**Пример 2.** Определить, произойдет ли самовоспламенение (тепловой взрыв) водорода, находящегося в сосуде сферической формы радиусом 0,1 м, если стенки сосуда нагреются до 77 °С, произойдет их разгерметизация и водород смешается с воздухом. Коэффициент теплопроводности водорода равен 0,2 Вт/(м·К). При расчете принять, что порядок реакции нулевой, т. е.  $\nu^i = 1$ .

*Решение.* Чтобы ответить на вопрос произойдет ли тепловой взрыв горючего вещества, необходимо рассчитать критерий теплового взрыва (47):

$$\delta = k_0 \nu^i \frac{q}{\lambda} r_0^2 \frac{E}{RT_c^2} \cdot e^{-\frac{E}{RT_c}}$$

и сравнить с критическим значением  $\delta_{кр}$ .

Величины коэффициента накопления и энергии активации водорода возьмем из табл. П. 5:  $k_0 = 2,137 \cdot 10^{14} \text{ л/с}$ ,  $E = 129800 \text{ Дж/моль}$ , а значение низшей теплоты сгорания водорода из табл. П. 2:  $q = q^H = 241810 \text{ Дж/моль}$ . Величина критерия теплового взрыва составит

$$\begin{aligned} \delta &= k_0 \nu^i \frac{q}{\lambda} r_0^2 \frac{E}{RT_c^2} \cdot e^{-\frac{E}{RT_c}} = \\ &= 2,137 \cdot 10^{14} \cdot \frac{241810}{0,2} \cdot 0,1^2 \cdot \frac{129800}{8,314 \cdot 350^2} \cdot e^{-\frac{129800}{8,314 \cdot 350}} = 0,014. \end{aligned}$$

Для сферического сосуда  $\delta_{кр} = 3,32$ . Получилось, что  $\delta$  меньше  $\delta_{кр}$ , значит взрыва не будет.

### **Задачи по теме для самостоятельного решения**

**Задача 1.** Пользуясь формулой Семенова, оценить температуру стенок емкости, до которой их необходимо нагреть, чтобы горючая смесь, находящаяся в емкости, самовоспламенилась. Температура самовоспламенения горючей смеси 327 °С. Энергия активации равна 60000 Дж/моль.

**Задача 2.** Стенки цистерны цилиндрической формы, в которой находился сжатый метан, во время пожара нагрелись до 300 °С. Определить, произойдет ли самовоспламенение газа при разгерметизации

стенок цистерны, если, согласно данным (табл. П. 6), его температура самовоспламенения  $535^{\circ}\text{C}$ . Значение энергии активации метана взять из табл. П. 5.

**Задача 3.** В емкости, какой геометрической формы (плоской, цилиндрической или сферической) при прочих равных условиях безопаснее хранить горючую смесь, чтобы вероятность ее самовоспламенения при пожаре была меньше? Температура самовоспламенения горючей смеси  $327^{\circ}\text{C}$ . Энергия активации равна  $60000 \text{ Дж/моль}$ .

**Задача 4.** Рассчитать критерий теплового взрыва горючей смеси, находящейся в цилиндрической емкости диаметром  $2 \text{ м}$ , температура стенок которой во время пожара достигла  $127^{\circ}\text{C}$ . Теплота сгорания горючей смеси  $2516 \text{ кДж/моль}$ . Коэффициент теплопроводности смеси  $0,05 \text{ Вт/(м К)}$ . При расчете принять  $k_0 v^i = 1$ . Сделать вывод о возможности взрыва горючей смеси.

**Задача 5.** В емкости объемом  $0,02 \text{ м}^3$  взорвалось  $4 \text{ моля}$  горючей смеси. Максимальное давление при взрыве составило  $7 \text{ бар}$ . Определить температуру взрыва и оценить температуру стенок емкости в момент взрыва по формуле Семенова. Энергия активации  $60000 \text{ Дж/моль}$ . Пользуясь вычисленной температурой стенки емкости рассчитать температуру взрыва по формуле Франк-Каменецкого для сосудов плоской, цилиндрической и сферической конфигурации.

---

## ЗАНЯТИЕ № 6. Вынужденное зажигание (воспламенение). Концентрационные границы зажигания (воспламенения)

---

**В**ынужденное воспламенение. Под вынужденным воспламенением или просто зажиганием понимают случай воспламенения, когда основная масса горючей смеси остается холодной, а нагревание производится только в малой части объема, откуда горение распространяется на весь объем смеси. Это требует создания в очаге зажигания более высокой по сравнению с процессом самовоспламенения температуры, так как из зоны нагрева холодной смеси теплота интенсивно отводится. Зажигание может быть осуществлено разнообразными способами: введением в среду нагретого тела, пламенем от какого-либо источника, электрической искрой и т. п.

Физическая сущность процесса вынужденного зажигания принципиально не отличается от процесса самовоспламенения, так как и в том и другом случае в основе лежит процесс самоускорения реакции, но при вынужденном зажигании процесс пространственно ограничивается только частью объема горючей смеси, в котором начинается горение. Критические условия зажигания зависят от свойств горючей смеси, от свойств источника зажигания и от начальных условий распространения пламени. Поэтому расчет процесса зажигания производить намного сложнее процесса самовоспламенения.

Наличие или отсутствие зажигания определяется зрительно по возникновению и распространению пламени в среде на весь объем. Поэтому факторы, определяющие критические условия зажигания, должны быть связаны как со свойствами источника зажигания, так и с условиями распространения пламени.

В случае зажигания от нагретого тела его критическая температура должна быть выше температуры самовоспламенения горючей смеси. Причем, чем меньше размер тела, тем на большую величину его температура должна превосходить температуру самовоспламенения.



Зажигание искрой является наиболее распространенным способом зажигания. Механизм этого процесса сложен, поскольку при возникновении искры имеет место очень интенсивное местное возбуждение молекул газа и их ионизация. Ионизация может интенсифицировать протекание химической реакции в области искры и соответственно изменить критические условия зажигания. Возникновение искры вызывает также сильное повышение температуры газа в области искры, так что искру можно представлять как своеобразное накалившееся газообразное тело.

Оба эти обстоятельства послужили причиной появления двух различных трактовок механизма искрового зажигания: ионной и тепловой теории. Вероятнее всего при искровом зажигании имеют место и тепловые и электрические факторы. Вопрос заключается в том, когда преобладают одни, а когда преобладают другие факторы. Если критерием зажигания выступают условия для распространения пламени, то тепловая сущность процесса выступает на первый план, так как определяющими являются условия, возникающие во фронте пламени вдали от источника зажигания.

При искровом зажигании для каждой смеси существует некоторая минимальная мощность искры, начиная с которой смесь воспламеняется, т. е. возникает фронт горения. Величина минимальной мощности зависит от состава смеси, давления и температуры.

**Концентрационные границы зажигания (пределы зажигания).** Верхний концентрационный предел распространения пламени (ВКПР) и нижний концентрационный предел распространения пламени (НКПР) — это область концентраций паров, газа или взвеси веществ в воздухе при атмосферном давлении, внутри которой соответствующая смесь способна воспламениться от источника зажигания с последующим распространением пламени. Если концентрация горючего в воздухе будет меньше значения нижнего предела, то зажигание не произойдет вследствие малой концентрации горючего, если концентрация горючего в воздухе будет превышать верхний предел, то зажигание не произойдет по причине недостатка кислорода. Знание концентрационных границ зажигания имеет очень большое практическое значение. Значения концентрационных пределов воспламенения некоторых газов в смеси с воздухом приведены в табл. П. 7 [8].

На границы зажигания влияние оказывают давление, температура и наличие примесей в смеси.

**Влияние давления и температуры на границы зажигания.** Экспериментально установлено, что для всех газовых систем заметное изменение границ наблюдается только при понижении давления. Для каждой газовой смеси существует определенное минимальное давление, ниже которого при любом составе смеси зажигание невозможно. Повышение температуры смеси почти не изменяет величину минимального давления. Наиболее сильное влияние температура оказывает на верхнюю концентрационную границу в области не слишком больших давлений.

**Влияние примесей на границы зажигания.** Различают два вида примесей: инертные (флегматизаторы) и активные. Флегматизатор — негорючий газ, введение которого в горючую смесь сужает область воспламенения или полностью устраняет возможность горения. Введение флегматизаторов в горючую смесь изменяет ее свойства: понижает температуру горения, уменьшает скорость реакции, уменьшает скорость распространения пламени. Простейшей инертной примесью является азот. Эксперименты показывают, что добавки инертной примеси могут значительно сужать границы воспламенения. Для предотвращения взрыва горючих смесей, добавляемая в них инертная примесь должна иметь большую теплоемкость ( $c_p$ ) и малый коэффициент теплопроводности ( $\lambda$ ). Чем меньше величина  $\lambda/c_p$ , тем больше сужаются границы зажигания. Влияние инертных примесей сводится к чисто физическому воздействию: коэффициент теплопроводности, характеризующий способность среды проводить теплоту, содействует зажиганию и распространению пламени, а теплоемкость, наоборот, препятствует этому процессу, так как характеризует количество теплоты, которое необходимо подвести к веществу, чтобы нагреть его на один градус.

Роль активных примесей связана с их участием непосредственно в процессе горения как активных агентов по расходованию запаса окислителя в смеси. Некоторые активные примеси при добавках порядка одного процента к общей массе смеси способны полностью подавить ее воспламенение. Наиболее эффективное действие оказывают многоатомные, тяжелые молекулы ряда органических соединений, такие как бромистый этил, йодистый этил, йодистый метил, бромистый этилен, четыреххлористый углерод, хлороформ и др.

**Границы зажигания в газовых смесях сложного состава (правило Ле-Шателье).** Границы зажигания смесей сложного состава, особенно их нижние границы, сравнительно хорошо подчиняются простому правилу, установленному французским химиком Ле-Шателье. В основе правила лежит предположение об аддитивности горючих свойств каждого из газов. Это значит, что входящие в смесь газы не взаимодействуют друг с другом и не оказывают на ход химического превращения каталитического действия. С помощью этого правила можно дать оценку границ зажигания сложных смесей, зная соответствующие границы зажигания каждого из входящих в смесь газов и их относительное содержание в данной горючей смеси сложного состава. Границы зажигания (верхние или нижние)  $L$  горючей смеси сложного состава (в процентах) определяются по формуле

$$\frac{100}{L} = \frac{r_1}{z_1} + \frac{r_2}{z_2} + \frac{r_3}{z_3} + \dots, \quad (48)$$

где через  $z_1, z_2, z_3, \dots$  обозначаются все верхние или все нижние (в процентах) границы зажигания отдельных газов, входящих в смесь, а через  $r_1, r_2, r_3, \dots$  мольные доли газов (в процентах), составляющих смесь.

### **Примеры решения задач по теме «Вынужденное зажигание (воспламенение). Концентрационные границы зажигания (воспламенения)»**

**Пример 1.** В помещение объемом  $50 \text{ м}^3$  при давлении воздуха  $0,98 \text{ бар}$  и температуре  $20^\circ \text{C}$  произошло истечение  $5 \text{ кг}$  ацетилена ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ). Определить, может ли данная смесь ацетилена с воздухом самовоспламениться при проскакивании электрической искры, если нижний предел распространения пламени ацетилена, согласно табл. П. 7, равен  $2,5\%$ , а верхний —  $80\%$ .

*Решение.* Определим мольную долю ацетилена в воздухе по формуле (13)  $r_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_2} \cdot \mu_{\text{см}}}{\mu_{\text{C}_2\text{H}_2}}$  и полученную величину сравним с значениями нижнего и верхнего пределами распространения пламени.

Молекулярная масса ацетилена (П. табл. П. 1) равна 0,026 кг/моль. Кажущаяся молекулярная масса смеси определится по формуле (12):

$$\mu_{\text{см}} = \frac{1}{\frac{m_{\text{C}_2\text{H}_2}}{\mu_{\text{C}_2\text{H}_2}} + \frac{m_{\text{B}}}{\mu_{\text{B}}}}.$$

Массу воздуха в помещении объемом 50 м<sup>3</sup> определим из уравнения состояния идеального газа (6)

$$M_{\text{B}} = \frac{p_{\text{B}} V_{\text{B}} \mu_{\text{B}}}{RT_{\text{B}}} = \frac{0,98 \cdot 10^5 \cdot 50 \cdot 0,029}{8,314 \cdot 293} = 58,3 \text{ кг.}$$

Масса смеси воздуха и ацетилена  $M_{\text{см}} = 58,3 + 5 = 63,3 \text{ кг.}$

Массовая доля ацетилена  $m_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{M_{\text{C}_2\text{H}_2}}{M_{\text{C}_2\text{H}_2} + M_{\text{B}}} = \frac{5}{63,3} = 0,08.$

Массовая доля воздуха  $m_{\text{B}} = 1 - 0,08 = 0,92.$

$$\mu_{\text{см}} = \frac{1}{\frac{m_{\text{C}_2\text{H}_2}}{\mu_{\text{C}_2\text{H}_2}} + \frac{m_{\text{B}}}{\mu_{\text{B}}}} = \frac{1}{\frac{0,08}{0,026} + \frac{0,92}{0,029}} = 0,03 \text{ кг/моль.}$$

$$r_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_2} \cdot \mu_{\text{см}}}{\mu_{\text{C}_2\text{H}_2}} = \frac{0,08 \cdot 0,03}{0,026} = 0,092.$$

Таким образом, мольная доля ацетилена в воздухе составляет 9,2 %. Это значение лежит в границах значений нижнего и верхнего концентрационных пределов (П. табл. П. 7), значит, данная смесь ацетилена с воздухом может самовоспламениться при наличии источника зажигания.

**Пример 2.** Определить нижний и верхний концентрационные пределы зажигания смеси сложного состава, состоящую из метана, пропана и бутана. Мольный состав, %: метана 50, пропана 20, бутана 30. Значения нижнего и верхнего концентрационных пределов распространения пламени газов в смеси с воздухом, согласно табл. П. 7, составляют, %: метан (5–15); пропан (2,37–9,5); бутан (1,86–8,4).

*Решение.* Воспользуемся формулой (48) и определим нижний и верхний концентрационные пределы.

Нижний концентрационный предел

$$\frac{100}{L_H} = \frac{r_1}{z_1} + \frac{r_2}{z_2} + \frac{r_3}{z_3} = \frac{50}{5} + \frac{20}{2,37} + \frac{30}{1,86} = 34,57.$$

Откуда

$$L_H = \frac{100}{34,57} = 2,893\%.$$

Верхний концентрационный предел

$$\frac{100}{L_B} = \frac{r_1}{z_1} + \frac{r_2}{z_2} + \frac{r_3}{z_3} = \frac{50}{15} + \frac{20}{9,5} + \frac{30}{8,4} = 9,01. \quad L_B = \frac{100}{9,01} = 11,1\%.$$

### Задачи по теме для самостоятельного решения

**Задача 1.** В помещение объемом  $50 \text{ м}^3$  при давлении воздуха  $0,98 \text{ бар}$  и температуре  $20^\circ \text{C}$  произошло истечение  $7 \text{ кг}$  метана ( $\text{CH}_4$ ). Определить может ли данная смесь метана с воздухом самовоспламениться при наличии источника зажигания. Значения нижнего и верхнего пределов распространения пламени метана приведены в табл. П. 7.

**Задача 2.** В трех помещениях предприятия лабораторный анализ показал содержание по массе: в первом  $2,5\%$  ацетилен ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ); во втором  $3\%$  пропана ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ); в третьем  $4,5\%$  водорода ( $\text{H}_2$ ). Определить, способны ли данные смеси газов с воздухом воспламениться при наличии открытого огня. Значения нижнего и верхнего пределов распространения пламени газов приведены в табл. П. 7.

**Задача 3.** В помещении объемом  $50 \text{ м}^3$  при давлении воздуха  $1 \text{ бар}$  и температуре  $20^\circ \text{C}$  из баллона происходит медленное истечение пропана ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ). Определить минимальную массу пропана в смеси с воздухом, при которой может произойти воспламенение при наличии источника огня. Значения нижнего и верхнего пределов распространения пламени пропана приведены в табл. П. 7.

**Задача 4.** В цехе объемом воздуха  $1000 \text{ м}^3$  при давлении  $1 \text{ бар}$  и температуре  $20^\circ \text{C}$  произошло истечение  $20 \text{ кг}$  пропан-бутановой смеси. Массовая доля пропана в смеси ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) составляла  $59\%$ , а массовая доля бутана ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ )  $41\%$ . Может ли произойти воспламенение пропан-бутановой смеси в воздухе при наличии открытого огня? Нижний

и верхний концентрационные пределы для пропан-бутановой смеси 2,083 и 8,92 соответственно.

**Задача 5.** Определить нижний и верхний концентрационные пределы зажигания природного газа, мольный состав которого, %: водорода 4; метана 86; этана 2; пропана 4; бутана 4. Значения нижнего и верхнего пределов распространения пламени газов приведены в табл. П. 7.

---

## ЗАНЯТИЕ № 7. Зажигание неподвижной смеси. Ламинарный режим распространения фронта пламени

---

**Зажигание неподвижной гомогенной смеси.** При зажигании неподвижной смеси нагретым телом температура его поверхности может превышать температуру самовоспламенения, а зажигания не произойдет. Причиной является быстрый спад температуры по мере удаления от поверхности и значительное снижение концентрации горючего вещества вблизи поверхности вследствие реакции. Следовательно, может наблюдаться такой случай, когда около нагретого тела реакция протекает, а ее распространение на весь объем не происходит. Поэтому следует помнить, что в случае зажигания от нагретого тела его температура должна быть выше температуры самовоспламенения. Причем, чем меньше размер тела, тем на большую величину его температура должна превосходить температуру самовоспламенения. При зажигании неподвижной смеси связь между температурой стенки ( $T_c$ ) нагретого тела и расстоянием  $d$ , на которое может распространиться пламя, устанавливается формулой

$$d = \sqrt{\frac{\lambda}{2q} \frac{(T_c - T_0)^2}{W(T_c)} \frac{E}{RT_c^2}}. \quad (49)$$

**Процесс распространения пламени.** Критерием зажигания смеси горючих веществ является распространение пламени из одного небольшого участка емкости на весь ее объем. Фронт пламени движется навстречу течению горючей среды.

**Режимы распространения пламени.** Существуют три режима распространения пламени. *Режим равномерного (ламинарного) движения пламени, называемый нормальным горением*, происходит в условиях почти свободного расширения продуктов сгорания. *Режим пульсационного движения пламени называется турбулентным.* Этот режим

распространения пламени неустойчивый и является переходным режимом. *Режим распространения пламени со скоростью, превышающей скорость звука, называется детонационным режимом.* Передача теплоты от пламени к холодной еще не воспламененной смеси при таком режиме движения происходит за счет ударно-адиабатического сжатия при распространении ударной волны.

**Скорость распространения пламени.** Процесс горения протекает в очень тонком слое. Этот слой, в котором за счет химических реакций выделяется теплота и свет, носит название фронта пламени.

Скорость реакции горения принято относить к единице поверхности фронта пламени. Эта величина называется *массовой скоростью горения* ( $G$ ), представляет собой количество вещества (в килограммах), прореагировавшего в 1 секунду на единице поверхности;  $G$ , кг/(м<sup>2</sup> с). Отношение массовой скорости горения к плотности ( $\rho$ ) смеси  $u = G/\rho$  называется *линейной скоростью*. Линейная скорость перемещения элемента фронта пламени в направлении нормали к этому элементу называется *нормальной скоростью* распространения пламени ( $u$ , м/с). Величина  $u$  будет совпадать со скоростью поступательного движения всего фронта пламени в целом только тогда, когда направление перемещения последнего совпадает с направлением нормали к каждому из элементов пламенной поверхности. Идеальным примером этого могло бы быть движение плоского фронта по направлению нормали или распространение сферического фронта пламени.

Расчет массовой скорости горения при ламинарном режиме производится по формуле

$$G = \frac{\lambda}{c_p (T_B - T_0)} \sqrt{\frac{2q}{\lambda} W(T_B) \frac{RT_B^2}{E}}. \quad (50)$$

Линейная скорость распространения пламени будет  $u = G/\rho$ , где  $\rho$ , кг/м<sup>3</sup>, — плотность смеси.

Если смесь газа с первичным воздухом вытекает из трубки со средней скоростью  $w$ , то, чтобы исключить проскок газа в трубку, необходимо соблюдать условие  $w \geq u$ . Для обеспечения стационарного горения необходимо, чтобы секундный расход газа ( $V = w \cdot f$ , м<sup>3</sup>/с) соответствовал количеству газа, сгорающему на выходе из трубки, т. е., чтобы  $w \cdot f = u \cdot F$ , где  $f = \pi r_0^2$  — площадь выходного сечения трубки;



$F = \pi r_0 l$  — боковая поверхность пламени. Если фронт пламени плоский, то  $l$  — толщина фронта пламени. Нормальная (линейная) скорость распространения фронта пламени определится из  $u = \frac{wf}{F} = \frac{V}{\pi r_0 l}$ ,

т. е. скорость, с которой фронт пламени движется, равна отношению секундного расхода газа к величине поверхности пламени.

При уменьшении диаметра трубки величина нормальной скорости горения  $u = \frac{wf}{F} = \frac{V}{\pi \cdot r_0 \cdot l} = \frac{w \cdot \pi \cdot r_0^2}{\pi \cdot r_0 \cdot l} = \frac{w \cdot \pi \cdot r_0}{\pi \cdot l} = \frac{w \cdot r_0}{l}$  будет уменьшаться,

т. е. для одной и той же смеси величина  $u$  зависит от диаметра выходного сечения трубки. Поэтому для каждой горючей смеси существует определенный и довольно узкий диапазон скорости истечения, при котором пламя устойчиво удерживается на краю горелки. При слишком малых скоростях истечения происходит проскок пламени внутрь трубки, а при больших — отрыв пламени от выходного сечения трубки (горелки).

**Зажигание неподвижной гетерогенной среды.** Закономерности горения в гетерогенных системах, содержащих окислитель в газообразной фазе, а горючее в жидком или твердом состояниях имеет некоторые особенности.

**Горение жидких веществ.** Горение жидких веществ наблюдается, например, при пожарах нефти и продуктах ее переработки. Чтобы жидкое вещество загорелось, необходимо образование горючей паровоздушной смеси над его поверхностью. Если к поверхности жидкости поднести источник зажигания (например, горящую спичку), то произойдет воспламенение паровоздушной смеси (вспышка). Температура, при которой происходит такое явление, называется температурой вспышки данного горючего. Температура вспышки — это такая температура, при которой около поверхности жидкости содержание паров соответствует границам зажигания смеси паров с кислородом воздуха. Для низкокипящих горючих, например, температура вспышки бензина составляет порядка 20 °С, для керосина — в пределах 21–65 °С, а для моторных масел находится в пределах 65–140 °С. Температура вспышки является характеристикой огнеопасности данного горючего.

Если посторонний источник зажигания не применять, а горючее вводить в нагретый воздух, например впрыскивать в камеру сгорания поршневого двигателя, то в этом случае также имеется некоторая минимальная температура среды, начиная с которой вещество самовоспламеняется и горит без подвода теплоты извне. Температура самовоспламенения жидких веществ примерно равна температуре самовоспламенения их паров.

**Механизм горения.** Важнейшим обстоятельством механизма горения жидких веществ является то, что температура их кипения всегда ниже температуры самовоспламенения. Например, температура кипения ацетона  $56,5^{\circ}\text{C}$ , а температура его самовоспламенения  $535^{\circ}\text{C}$ . Поэтому горение жидких веществ возможно только в парообразном состоянии. Горючая жидкость, например в виде капли, попав в пространство, температура которого превышает температуру самовоспламенения данной жидкости, начинает сначала испаряться, а образовавшаяся около поверхности капли горючая паровоздушная смесь воспламеняется. Дальнейшее горение поддерживается непрерывным процессом испарения горючего с поверхности за счет теплоты, подводимого от пламени. Вследствие того, что температура пламени всегда выше начальной температуры среды, то после вспышки горючего скорость его испарения увеличивается, и раз возникшее пламя уже сохраняется до тех пор, пока вся жидкость не сгорит. В установившемся состоянии сгорание горючей жидкости характеризуется двумя взаимосвязанными процессами — испарением горючего за счет теплоты, получаемой от пламени и горением паровоздушной смеси вблизи от поверхности жидкости. Установившийся процесс горения характеризуется равенством скоростей испарения и сгорания образующихся паров. Если сгорание образующихся паров жидкого горючего происходит интенсивно, практически мгновенно после их образования и смешения с окружающим воздухом, то скорость горения, определяемая как скорость исчезновения жидкой фазы, определяется скоростью испарения вещества. Другой случай, когда скорость сгорания паров в объеме происходит медленно. В этом случае определяющим будет не процесс испарения, а гомогенное горение паровоздушной смеси в пространстве над поверхностью жидкости.

Таким образом, горение жидкого вещества есть процесс горения его паров, то есть — гомогенный химический процесс, скорость кото-

рого определяется скоростью испарения. Скорость испарения в свою очередь зависит от количества подводимой к жидкости теплоты, определяемой закономерностями теплообмена.

**Выгорание со свободной поверхности.** Механизм горения жидких горючих хорошо иллюстрируется примером выгорания со свободной поверхности. Если произвести зажигание горючей жидкости с ее открытой поверхности, то над зеркалом жидкости возникает пламя, а уровень жидкости начнет опускаться. Поверхность жидкости остается при этом сравнительно холодной (спичка, плавающая на поверхности жидкости, не горит). Довольно быстро после возникновения горения устанавливается стационарный режим, характеризующийся постоянством скорости опускания уровня жидкости. При установившейся скорости выгорания распределение температуры в жидкости не изменяется во времени. опыты показывают, что температура поверхности жидкости почти совпадает с табличной величиной температуры кипения данной жидкости. Глубина проникновения тепловой волны (зона подогрева) не превышает 30–40 мм. Ниже этого уровня температура жидкости такая же, как и до воспламенения. Неизменность размера зоны подогрева означает, что вся подводимая теплота идет на испарение жидкости с поверхности. Подвод теплоты к жидкости осуществляется главным образом посредством теплового излучения.

Численно скорость выгорания жидкости определяется величиной скрытой теплоты парообразования и количеством подводимой теплоты, зависящей от разности температур пламени и поверхности жидкости. Значение скоростей выгорания различных горючих жидкостей со свободной поверхности не превосходит 4 мм/мин. Так, линейная скорость выгорания бензина составляет 1,75 мм/мин, керосина — 2,1.

Скорость выгорания сжиженного углеводородного газа со свободного зеркала составляет примерно 0,7 мм/мин. Если горючее находится в емкости, то скорость выгорания зависит от диаметра емкости. С увеличением диаметра емкости скорость выгорания увеличивается. Например, если средняя скорость выгорания сжиженного углеводородного газа, находящегося в емкости диаметром 1,2 м, составляет 4,1 мм/мин, то в емкости диаметром 5 м — уже примерно 8 мм/мин. Рост скорости выгорания с увеличением диаметра емкости объясняется переходом ламинарного режима горения при малых диаметрах ем-

кости к турбулентному при больших диаметрах. Турбулентность увеличивает объем факела и тепловой поток излучением к поверхности жидкости, ускоряя ее испарение.

**Горение твердых горючих веществ.** Твердые органические вещества, такие как каменный уголь, торф, дрова, называются топливом. Всякое твердое топливо в своей горючей части содержит составляющие, которые при нагреве разлагаются и образуют горючую парогазовую смесь. Принято называть эту часть топлива «летучей», а выделяющиеся газообразные и парообразные компоненты — «летучими». Появление летучих связано со сложным процессом термического разложения определенной части органического вещества. Количество и качество летучих тесно связано с режимом нагрева топлива. Остающаяся после удаления летучих часть топлива называется коксовым остатком топлива (слово кокс от английского *cose* — твердый остаток). Коксовый остаток составляет для большинства топлив значительную долю горючей массы топлива и практически состоит лишь из твердого углерода и минеральных (зольных) составляющих. Например, в антраците содержание углерода в коксовом остатке составляет 96,5 %, а вот в дровах всего — примерно 20 %. Двойственная природа горючей части топлива позволяет прежде всего выделить две характерные стадии процесса горения. Эти стадии нетрудно обнаружить, если кусочек топлива внести в нагретое пространство — топку и проследить последовательное развитие явления. Сначала, некоторое время, кусочек будет темным. В этот период происходит сушка топлива, а затем — разложение его нестойкой, летучей части: кусочек, выделяя горючую парогазовую смесь, является как бы генератором газа. Если температура топки превышает температуру самовоспламенения парогазовой смеси, то спустя некоторое время после попадания кусочка в топку, летучие воспламеняются и кусочек топлива окутывается ярко светящимся пламенем. Сам кусочек продолжает при этом оставаться темным. Пламя существует лишь некоторое время, а затем постепенно исчезает. Это значит, что кусочек весь прогрелся до температуры, когда выход основной массы летучих закончился, и остающийся кусочек практически представляет собой коксовый остаток топлива. Эта картина характерна для больших кусочков топлива. При горении топлива в пылевидном состоянии выход летучих затягивается почти на весь период горения. Это объясняется тем, что нагрев мелких частиц про-

исходит быстро, разложение летучих не успевает следовать за прогревом и их выделение происходит в процессе горения частицы.

Момент окончания выхода летучих характеризует конец первой стадии процесса горения, называемой стадией, или периодом, подготовки топлива к горению. Продолжительность первой стадии зависит от интенсивности теплообмена между кусочком и окружающей средой, размера кусочка и количеством подводимой теплоты для его нагрева.

Вторая стадия процесса горения является стадией горения кокса (твердого углерода). Эта стадия начинается после окончания выхода и горения летучих и характеризуется быстрым накаливанием оставшейся массы кусочка до температуры, превышающей температуру топki. Эта температура остается затем до конца процесса горения почти неизменной и поддерживается за счет интенсивного выделения теплоты реакции. Горение в этой стадии происходит почти беспламенным образом и занимает наибольшую долю общего времени сгорания твердого топлива. Скорость протекания процесса горения определяется тем, как быстро кислород из окружающего пространства подводится к горящему коксу.

Таким образом, первая стадия процесса горения твердого топлива не может идти самостоятельно, требуется организовывать подвод теплоты. В стадии горения кокса процесс, раз возникнув, может идти затем самостоятельно до конца, до полного выгорания углерода, содержащегося в коксе, после чего от кусочка топлива остается или сыпучая зола или сплавленная масса — шлак.

**Температура воспламенения твердого топлива.** Основной стадией процесса горения твердого топлива является стадия горения кокса. Устойчивое горение кокса, после того как первая стадия закончена, возможно лишь в определенных условиях. Воспламенение летучих не всегда является началом горения кокса. Для начала устойчивого горения кокса необходима определенная температура топki (окружающей среды). При температуре ниже частицы топлива реагируют медленно. По мере повышения температуры реакция окисления топлива усиливается, увеличивается количество выделяемой при этом теплоты. Температура частицы возрастает, но тепловое равновесие между выделенной в результате реакции теплоты и отведенной в окружающую среду сохраняется. Повышая еще температуру топki, можно достичь такого момента, когда скорость реакции станет настолько боль-

шой, что теплота не будет успевать отводиться в окружающую среду и частица начнет самопроизвольно без дальнейшего повышения температуры топки разогреваться. Разогрев носит прогрессивный характер, в результате чего частица быстро, почти скачкообразно из темной становится накаленной и с этого момента начинается устойчиво и сравнительно быстро сгорать.

Это явление, связанное с нарушением теплового равновесия и, подобно уже известному явлению теплового самовоспламенения газов (тепловой взрыв), получило по аналогии с ним название воспламенения твердого топлива, хотя характерного для начала газового горения появления пламени в данном случае не имеется. Температура частицы, при которой происходит самопроизвольное и быстрое ускорение химического процесса окисления, называется температурой воспламенения твердого топлива (температурой зажигания кокса).

Таким образом, в случае горения твердого топлива следует различать два процесса и два значения температуры воспламенения: процесс воспламенения летучих твердого топлива и их температуру воспламенения и процесс зажигания кокса и характерную для этого температуру зажигания. Обе температуры зависят от условий теплообмена, но только температура зажигания кокса непосредственно зависит от реакционных свойств кокса, от вида кинетического уравнения гетерогенной реакции и численного значения кинетических характеристик. Эта температура и является определяющей для начала устойчивого горения твердого топлива.

**Роль диффузии в процессе горения топлива.** Скорость горения твердого топлива зависит как от чисто химических (реакционных) характеристик, так и от интенсивности процесса подвода кислорода к поверхности топлива. Этот подвод совершается путем диффузии. Интенсивность диффузии зависит от характера и скорости движения газовой среды вблизи кусочка топлива. Интенсивность реакции определяется температурой. Гетерогенные реакции так же, как и гомогенные, хорошо подчиняются закону Аррениуса, т. е. скорость реакции возрастает с увеличением температуры. Если температура кусочка невелика, скорость реакции мала, поэтому у поверхности кусочка концентрация кислорода практически такая же как вдали. Если температура кусочка велика, реакция может идти быстро, концентрация кислорода у поверхности кусочка будет быстро уменьшаться и поддер-

жание скорости реакции полностью будет зависеть только от интенсивности диффузии кислорода к поверхности горения.

### Пример решения задач по теме «Зажигание неподвижной смеси. Ламинарный режим распространения фронта пламени»

**Пример 1.** В плоской емкости шириной 0,5 м находится смесь водорода ( $H_2$ ) с воздухом. Коэффициент теплопроводности горючего газа  $\lambda = 0,172$  Вт/(м·К). Одна стенка емкости мгновенно нагрелась до 77 °С ( $T_c = 350$  К), температура другой стенки 20 °С ( $T_0 = 293$  К). Энергия активации и коэффициент накопления, согласно П.табл. П. 5, равны:  $E = 129800$  Дж/моль,  $k_0 = 2,137 \cdot 10^{14}$  с<sup>-1</sup>. Определить, произойдет ли зажигание в емкости. При расчете скорости реакции принять  $v^i = 1$ .

*Решение.* Для ответа на поставленный вопрос необходимо по формуле (49):  $d = \sqrt{\frac{\lambda (T_c - T_0)^2 E}{2q W (T_c) R T_c^2}}$  рассчитать линейный размер пристенной зоны, в которой произойдет реакция, и сравнить полученную величину с шириной емкости. Если размер зоны реакции будет меньше ширины емкости, то зажигание не произойдет, т. е. пламя не распространится на всю ширину емкости. Согласно данным табл. П. 2, низшая теплота сгорания водорода  $q = 241,81$  кДж/моль. Определим начальную скорость реакции при температуре нагретой стенки:

$$W = k_0 v^i e^{-\frac{E}{RT_c}} = 2,137 \cdot 10^{14} \cdot 1 \cdot e^{-\frac{129800}{8,314 \cdot 350}} = 0,92 \cdot 10^{-5} \text{ моль}/(\text{м}^3 \text{ с}).$$

Рассчитаем размер зоны реакции:

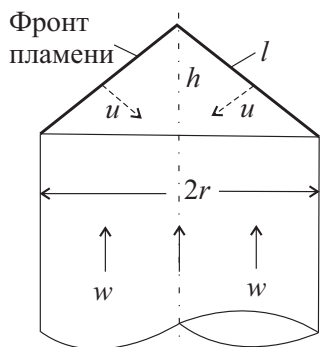
$$d = \sqrt{\frac{\lambda (T_c - T_0)^2 E}{2q W (T_c) R T_c^2}} = \sqrt{\frac{0,172(350 - 293)^2 \cdot 129800}{2 \cdot 241810 \cdot 0,92 \cdot 10^{-5} \cdot 8,314 \cdot 350^2}} = 4,1 \text{ м}.$$

Зажигание произойдет, так как размер зоны зажигания больше ширины емкости.



**Пример 2.** Горючая смесь вытекает из горелки внутренним диаметром 5 мм со средней скоростью 3 м/с и горит. Факел пламени имеет вид конуса (как на рисунке, с. 54) высотой 10 см. Режим движения фронта пламени ламинарный. Определить линейную скорость движения фронта пламени.

*Допущения при решении задачи.* Во-первых, считаем, что скорость пламени по всей поверхности конуса одинаковая. Во-вторых, предположение, что фронт пламени является математической поверхностью (в данном случае поверхностью конуса) тоже не совсем точно. В действительности конус не только закруглен сверху, но всегда несколько приподнят над краем горелки и несколько расширен по сравнению с диаметром отверстия горелки.



*Решение.* Горение газа протекает по боковой поверхности конуса. Это фронт пламени. Рассчитаем нормальную скорость горения (движения фронта пламени). Чтобы исключить проскок газа в горелку, необходимо соблюдать условие  $w \geq u$ . Для обеспечения стационарного горения необходимо, чтобы секундный расход газа ( $V$ , м<sup>3</sup>/с) соответствовал количеству газа, сгорающему на поверхности, т. е. чтобы  $w \cdot f = u \cdot F$ , где  $f = \pi r^2$  — площадь выходного сечения канала;  $F = \pi r l$  — боковая поверхность конуса. Линейная (нормальная) скорость распространения фронта пламени определится как

$$u = \frac{wf}{F} = \frac{V}{\pi r l},$$

т. е. скорость равна отношению секундного расхода газа к величине поверхности пламени (в данном случае поверхность пламени равна поверхности конуса).

Образующая конуса

$$l = \sqrt{r^2 + h^2} = \sqrt{(2,5 \cdot 10^{-3})^2 + 0,1^2} = 0,1 \text{ м.}$$

Линейная скорость распространения фронта пламени

$$u = \frac{wf}{F} = \frac{V}{\pi r l} = \frac{3 \cdot 3,14 \cdot 25 \cdot 10^{-6}}{3,14 \cdot 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1} = 0,3 \text{ м/с.}$$



## Задачи по теме для самостоятельного решения

**Задача 1.** В плоской емкости шириной 1 м находится смесь метана ( $\text{CH}_4$ ) с воздухом. Коэффициент теплопроводности метана  $\lambda = 0,1 \text{ Вт/(м}\cdot\text{К)}$ . Одна стенка емкости мгновенно нагрелась до 400 К, температура другой стенки 20 °С. Определить, произойдет ли зажигание в емкости (распространится ли пламя на всю ширину емкости)? Значения энергии активации и коэффициента накопления взять из табл. П. 5. Величину низшей теплоты сгорания взять из табл. П. 2. Принять  $v^i = 1$ .

**Задача 2.** Из емкости по трубке истекает горючий газ со скоростью 0,8 м/с. Внутренний диаметр трубки 20 мм. На выходе из трубки газ поджигают. Определить, произойдет или не произойдет проскок пламени в емкость. Фронт пламени плоский, его толщина  $l = 4 \text{ мм}$ .

**Задача 3.** Горючая смесь вытекает из горелки внутренним диаметром 10 мм и горит. Расход горючей смеси 0,024 м<sup>3</sup>/мин. Факел пламени имеет вид конуса высотой 0,05 м. Режим движения фронта пламени ламинарный. Определить линейную скорость движения фронта пламени.

**Задача 4.** В плоской емкости находилась смесь углерода и кислорода. Стенка емкости нагрелась до 127 °С. Началась реакция горения:  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ . Теплота сгорания 39378 Дж/моль. Определить массовую скорость движения фронта пламени (ламинарный режим), если коэффициент накопления  $k_0 = 3,5 \cdot 10^6 \text{ моль/м}^3 \text{ с}$ , коэффициент теплопроводности смеси  $\lambda = 0,025 \text{ Вт/м}\cdot\text{К}$ , удельная массовая теплоемкость при постоянном давлении  $c_p = 1 \text{ кДж/(кг}\cdot\text{К)}$ , начальная температура смеси  $T_0 = 298 \text{ К}$ . Энергия активации  $E = 5 \cdot 10^4 \text{ Дж/моль}$ .

**Задача 5.** Пары, разлитого в цехе бензина, воспламенились. Толщина слоя разлитого бензина 5 см. Линейная скорость горения, равная скорости испарения, составляет  $2,9 \cdot 10^{-5} \text{ м/с}$ . Плотность паров бензина — 0,71 кг/м<sup>3</sup>. Определить массовую скорость горения и время полного выгорания бензина.

---

## ЗАНЯТИЕ № 8. Явление взрыва. Вычисление параметров продуктов взрыва

---

**М**еханизм взрывчатого превращения. Взрыв в широком смысле этого слова представляет собой процесс быстрого физического или химического превращения системы, сопровождающийся переходом ее потенциальной энергии в механическую работу. Работа, совершаемая при взрыве, обусловлена быстрым расширением газов или паров, независимо от того, существовали ли они до или образовались во время взрыва. Самым существенным признаком взрыва является резкий скачок давления в среде, окружающей место взрыва. Это служит непосредственной причиной разрушительного действия взрыва.

От обычных горючих веществ, горение которых происходит при взаимодействии с внешним окислителем, взрывчатые вещества, находящиеся в конденсированной фазе (твердой или жидкой), содержат внутри себя все компоненты, участвующие в горении. Это, как правило, нитросоединения (тринитротолуол, нитроглицерин и др.). Молекулы нитросоединений содержат слабосвязанный кислород в виде нитрогруппы  $\text{NO}_2$  (табл. П. 8 [9]). Таким образом, в одной молекуле нитросоединений содержатся и горючее, и окислитель. Имеется большая группа взрывчатых веществ, молекулы которых не содержат окислителя, например азид свинца (табл. П. 8). У этих взрывчатых веществ источником энергии является не окисление, а распад.

**Взрывчатые и взрывоопасные вещества.** Взрывчатые вещества — это вещества, способные инициировать взрывчатые превращения в отсутствие кислорода воздуха. Взрывоопасные вещества — вещества, химические превращения которых происходят только в присутствии кислорода воздуха. Одним из решающих факторов, определяющих взрывоопасность системы, является большая внутренняя энергия в начальном состоянии по сравнению с конечным состоянием. Такое условие выполняется, если в процессе образования ве-

щества теплота поглощается (эндотермическая реакция). Например, реакция образования ацетилена ( $C_2H_2$ ) идет с поглощением теплоты (согласно табл. П. 4, при образовании 1 моля поглощается 215 кДж теплоты), поэтому ацетилен является взрывоопасным. А вот углекислый газ ( $CO_2$ ) таковым не является, так как при его получении выделяется теплота (согласно табл. П. 4, при образовании 1 моля углекислого газа выделяется 396 кДж теплоты).

**Способы инициирования взрыва.** Взрыв может быть инициирован различными причинами: нагреванием взрывчатого вещества; ударом; облучением светом или ионизирующим излучением. Когда твердое или жидкое взрывчатое вещество подвергается удару или трению, механическая энергия превращается в тепловую и взрыв, который при этом может произойти, имеет тепловую природу. Существует ряд твердых веществ, которые взрываются при облучении их светом или ионизирующим излучением, например, при облучении альфа-частицами. Однако и в этих случаях определяющую роль в возникновении взрывчатого превращения играет выделяющаяся теплота.

**Физические и химические причины взрыва.** Взрывы могут быть вызваны различными физическими или химическими причинами. *Физический взрыв* обусловлен высвобождением внутренней энергии сжатого газа. Сила таких взрывов зависит от внутреннего давления, а разрушения вызываются ударной волной от расширяющегося газа или осколками разорвавшегося сосуда. Примером физического взрыва может служить взрыв баллона со сжатым газом. Этот взрыв возникает вследствие преодоления сопротивления стенок баллона, а его разрушительный эффект зависит от давления, под которым газ находился в баллоне. Максимальное давление физического взрыва можно оценить, воспользовавшись уравнением Ван-дер-Ваальса (9). Из этого уравнения следует, что

$$p_B = \frac{NRT_B}{V - a} = \frac{f}{V - a}, \quad (51)$$

где произведение  $NRT_B = f$  называют силой взрыва.

*Химический взрыв* обусловлен химической реакцией взрывчатого вещества, представляющего собой неустойчивую, в термодинамическом смысле систему, способную под влиянием внешних воздействий

к весьма быстрым экзотермическим превращениям, сопровождающимся образованием сильно нагретых газов или паров.

### **Факторы, определяющие возможность химического взрыва.**

Способность химических систем к взрывчатым превращениям определяются следующими тремя факторами:

- экзотермичностью процесса;
- большой скоростью его распространения;
- наличием газообразных (парообразных) продуктов реакции.

Только совокупность этих свойств придает явлению характер взрыва.

*Экзотермичность реакции.* Выделение теплоты является первым необходимым условием, без которого возникновение взрывного процесса вообще невозможно. Если бы реакция не сопровождалась выделением теплоты, то самопроизвольное развитие ее, а следовательно, и самораспространение взрыва было бы исключено. За счет тепловой энергии реакции происходит разогрев до температуры в несколько тысяч градусов газообразных продуктов и последующее их расширение. Чем больше теплота реакции и скорость ее распространения, тем больше разрушительное действие взрыва. Для современных взрывчатых веществ, используемых в технике, теплота взрывчатого превращения лежит в пределах (4000—8000) кДж/кг.

*Большая скорость процесса.* Будет ли реакция идти со взрывом зависит и от ее скорости. Например, несмотря на значительную экзотермичность, реакция парафина свечи с кислородом не приводит к взрыву из-за низкой скорости. Наиболее характерным признаком взрыва, резко отличающим его от обычных химических реакций, является большая скорость процесса. Переход к конечным продуктам взрыва происходит за стотысячные или даже миллионные доли секунды. Большая скорость выделения энергии определяет преимущества взрывчатых веществ по сравнению с углеводородным горючим.

Горение обычных веществ, например дров, протекает сравнительно медленно, что приводит к значительному расширению продуктов реакции в ходе процесса и существенному рассеиванию энергии путем теплопроводности и излучения. По этим причинам объемная плотность энергии в продуктах горения углеводородов относительно низкая.

Взрывчатые процессы протекают очень быстро, поэтому можно считать, что вся энергия практически успевает выделиться в объеме, занятом самым взрывчатым веществом. Это приводит к такой высо-

кой концентрации энергии, которая недостижима в условиях обычного горения. Объемная плотность энергии, выделяемая при взрыве взрывчатых веществ, превосходит объемную плотность, выделяемую при горении углеводородов, в тысячи раз.

**Газообразование.** Высокое давление, возникающее при взрыве, не могло бы быть достигнутым, если бы химическая реакция не сопровождалась образованием большого количества газообразных продуктов.

Эти продукты, находящиеся в момент взрыва в очень сжатом состоянии, расширяясь, способствуют быстрому переходу потенциальной энергии взрывчатых веществ в механическую работу или кинетическую энергию движущихся газов. При взрыве одного литра конденсированных взрывчатых веществ образуется около 1000 литров газообразных продуктов, которые находятся в момент взрыва под очень высоким давлением (десятки тысяч бар).

При взрывах газообразных сред увеличение объема практически не происходит, но благодаря экзотермичности процесса большой его скорости давление при взрывах газообразных сред достигает величины порядка десятков бар.

Таким образом, только сочетание трех основных факторов — экзотермичности реакции, большой скорости процесса и наличия значительного газообразования (в тысячу раз превышающего объем взрывчатого вещества) обеспечивает явлению те совокупные свойства, которые придают ему характер взрыва.

**Детонационный режим химического взрыва.** Детонация (от латинского слова *detono* — гремлю) — разновидность процесса взрыва, в ходе которого возникает мощная, самоподдерживающаяся, сверхзвуковая ударная волна, сжимающая вещество до такой степени, что в месте ее прохождения температура мгновенно повышается, начинается химическая реакция, сопровождаемая выделением значительного количества теплоты. Скорость распространения пламени при детонационном режиме зависит от вида горючей смеси. В газовых взрывчатых смесях скорость распространения пламени находится в пределах 1000–3500 м/с, а в твердых и жидких взрывчатых веществах в пределах 8000–9000. [9]. При детонации развивается высокое давление, достигающее 50 бар в газовых смесях и сотен тысяч бар при детонации твердых и жидких взрывчатых веществ.

Конкретным механизмом ускорения пламени при детонационном режиме является турбулентное движение горючей смеси перед фронтом пламени. По мере увеличения скорости движения пламени увеличивается давление ударной волны. С ростом давления увеличивается температура среды, достигая температуры самовоспламенения. Дальше наблюдается не только скачкообразное увеличение скорости, но и разрыв в положении фронта: ударная волна движется несколько впереди распространяющегося за ней с такой же скоростью фронта пламени. Скорость движения фронта пламени ( $D$ ) при детонационном режиме определяется по формуле

$$D = \sqrt{2Q \cdot (k^2 - 1)}. \quad (52)$$

Параметры продуктов сгорания при детонационном режиме движения фронта пламени:

- скорость

$$w_2 = D - \frac{k}{k+1} \sqrt{2Q \cdot (k^2 - 1)}; \quad (53)$$

- удельный объем

$$v_2 = v_1 \frac{k}{k+1}; \quad (54)$$

- давление

$$p_2 = 2Q(k-1)\rho_2. \quad (55)$$

**Замечание.** В формулах (52), (53) и (55)  $Q$  — теплота сгорания 1 кг смеси горючего вещества с воздухом, имеющая размерность Дж/кг.

**Особенности взрывов в воде и в грунте.** Ударная волна образуется и при взрыве в воде. Так как плотность воды примерно в 770 раз больше плотности воздуха и вода практически является несжимаемой жидкостью, то уже на сравнительно малых расстояниях от очага взрыва скорость распространения взрывной волны становится равной нормальной скорости звука в воде (1485 м/с). Из-за малой сжимаемости воды направленность действия взрыва в воде проявляется слабо. Уменьшение давления во взрывной волне с расстоянием происходит значительно медленнее, чем в воздухе. На равных расстояниях при взрыве в воде и в воздухе давление в воде в десятки раз больше, чем в воздухе.

В отличие от воздуха и воды, в которых возможны только продольные волны сжатия и разряжения, в грунте наряду с продольными вол-

нами всегда образуются и поперечные волны сдвига. Неоднородность грунта по плотности и упругим свойствам приводит к появлению многочисленных отражений и преломлений взрывной волны, а наличие поверхности раздела сред (земля — воздух) порождает волны, аналогичные волнам на поверхности воды. Продолжительность колебаний грунта, выведенного из состояния равновесия взрывом, в тысячи раз превосходит время действия самого взрыва.

**Тротиловый эквивалент.** Оценка повреждения (степень разрушения), вызванного ударной волной при взрывах, производится с помощью тротилового эквивалента. Тротиловый эквивалент характеризует количество килограммов тротила  $C_6H_2(NO_2)_3CH_3$  (тринитротолуола), которые вызовут эквивалентное разрушение на таком же расстоянии от центра взрыва. Максимальный тротиловый эквивалент рассчитывается по формуле, кг:

$$M_{\text{ТНТ}} = \frac{Q^H \cdot M}{Q_{\text{ТНТ}}} = \frac{Q^H \cdot M}{4520}. \quad (56)$$

В формуле (56)  $M$  — масса, кг;  $Q^H$  — теплота, выделяемая при сгорании 1 кг взрывчатого или взрывоопасного вещества, кДж/кг. Согласно табл. П. 8, теплота, выделяемая при сгорании 1 кг тротила (тринитротолуола),  $Q_{\text{ТНТ}} = 4520$  кДж/кг. Необходимо учитывать различие между взрывами в свободном пространстве (над землей) и при взрыве взрывчатых веществ, лежащих на земле. Наземные взрывы мощнее взрывов тех же зарядов в свободном объеме за счет отражения взрывной волны от твердой поверхности. В случае расчета тротилового эквивалента при взрыве зарядов, лежащих на земле, в формулу (56) необходимо ввести коэффициент отражения, равный двум, кг:

$$M_{\text{ТНТ}} = 2 \cdot \frac{Q^H \cdot M}{4520}. \quad (57)$$

### Пример решения задач по теме «Явление взрыва. Вычисление параметров продуктов взрыва»

**Пример 1.** Баллон объемом  $0,2 \text{ м}^3$ , заполненный сжатым до давления 5 бар азотом, находился в помещении, температура в котором была  $25^\circ\text{С}$ . Во время пожара температура азота в баллоне достигла  $227^\circ\text{С}$  и произошел физический взрыв. Определить давление и силу взрыва.

*Решение.* Давление физического взрыва рассчитаем, используя формулу (51)  $p_{\text{в}} = \frac{NRT_{\text{в}}}{V - a}$ . Определим количество молей азота  $N = M/\mu$ .

Молекулярная масса азота (табл. П. 1) равна  $0,028 \text{ кг/моль}$ .

Массу азота найдем, используя формулу (6):

$$M = \frac{p \cdot V \cdot \mu}{RT} = \frac{5 \cdot 10^5 \cdot 0,2 \cdot 0,028}{8,314 \cdot 298} = 1,13 \text{ кг}.$$

Тогда

$$N = \frac{M}{\mu} = \frac{1,13}{0,028} = 40,36 \text{ моль}.$$

Оценим собственный объем молекул (коволум). Для этого запишем уравнение состояния для нормальных физических условий  $p_0 V_0 = NRT_0$  и выразим объем азота, приведенный к нормальным физическим условиям  $V_0$ :

$$V_0 = \frac{NRT_0}{p_0} = \frac{40,36 \cdot 8,314 \cdot 273}{1,013 \cdot 10^5} = 0,9 \text{ м}^3.$$

Тогда собственный объем молекул (коволум):

$$a = 0,001 \cdot V_0 = 0,9 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3.$$

Давление взрыва

$$p_{\text{в}} = \frac{N \cdot R \cdot T_{\text{в}}}{V - a} = \frac{40,36 \cdot 8,314 \cdot 500}{0,2 - 0,9 \cdot 10^{-3}} = 8,4 \cdot 10^5 = 8,4 \text{ бар}.$$

Сила взрыва

$$f = NRT_{\text{в}} = 40,36 \cdot 8,314 \cdot 500 = 167776,52 \text{ Дж}.$$



**Пример 2.** В цехе произошла утечка метана ( $\text{CH}_4$ ). Метан смешался с воздухом. Мольная доля в смеси, %: метана 10; кислорода 21; азота 69. В результате короткого замыкания в электрическом проводе произошло самовоспламенение (взрыв) смеси и распространение пламени в детонационном режиме. Определить скорость детонации и давление продуктов взрыва. Расчет произвести для 1 кг смеси. Показатель адиабаты для продуктов сгорания  $k = 1,33$ . Плотность исходной смеси  $\rho_1 = 1,17 \text{ кг/м}^3$ .

*Решение.* Расчет скорости детонации произведем по формуле (51), а давления продуктов сгорания по формуле (54).

Из табл. П. 2 выпишем величину низшей теплоты сгорания метана:  $Q = Q^H = 50029 \text{ кДж/кг}$ . Определим массовую долю метана в смеси.

Для этого воспользуемся формулой (13):  $m_{\text{CH}_4} = \frac{r_{\text{CH}_4} \cdot \mu_{\text{CH}_4}}{\mu_{\text{см}}}$ , в которую входит молекулярная масса смеси ( $\mu_{\text{см}}$ ). Кажущуюся молекулярную массу смеси найдем по формуле (11):

$$\begin{aligned}\mu_{\text{см}} &= r_{\text{CH}_4} \mu_{\text{CH}_4} + r_{\text{O}_2} \mu_{\text{O}_2} + r_{\text{N}_2} \mu_{\text{N}_2} = \\ &= 0,1 \cdot 0,016 + 0,21 \cdot 0,032 + 0,69 \cdot 0,028 = 0,0276 \text{ кг/моль}.\end{aligned}$$

Тогда

$$m_{\text{CH}_4} = \frac{r_{\text{CH}_4} \cdot \mu_{\text{CH}_4}}{\mu_{\text{см}}} = \frac{0,1 \cdot 0,016}{0,0276} = 0,058.$$

Теплота, выделившаяся при взрыве метана, массовая доля которого в 1 кг смеси составляет 0,058, будет

$$Q = Q_{\text{CH}_4} \cdot m_{\text{CH}_4} = 50029000 \cdot 0,058 = 2901682 \text{ Дж/кг}.$$

Скорость детонации:

$$D = \sqrt{2Q(k^2 - 1)} = \sqrt{2 \cdot 2901682 \cdot (1,33^2 - 1)} = 2112 \text{ м/с}.$$

По формуле (53) вычислим удельный объем продуктов сгорания:

$$v_2 = v_1 \frac{k}{k+1} = \frac{1}{\rho_1} \cdot \frac{k}{k+1} = \frac{1}{1,17} \cdot \frac{1,33}{1,33+1} = 0,49 \text{ м}^3/\text{кг}.$$

Давление продуктов сгорания:

$$p_2 = 2Q(k-1)\rho_2 = 2Q(k-1) \cdot \frac{1}{v_2} = 2 \cdot 2901682 \cdot (1,33-1) \cdot \frac{1}{0,49} = 39,1 \text{ бар}.$$

**Пример 3.** В помещении, объем которого  $130 \text{ м}^3$  при давлении 1 бар и температуре  $20^\circ \text{С}$  произошла утечка ацетилен ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ). Мольная доля ацетилен в смеси с воздухом составила 15 %. В результате искры произошло самовоспламенение (взрыв) смеси и распространение пламени в детонационном режиме. Определить массу ацетилен, плотность и удельный объем исходной смеси, скорость детонации, давление продуктов взрыва, скорость продуктов сгорания и тротильный эквивалент взрыва. Показатель адиабаты для продуктов сгорания  $\kappa = 1,33$ .

*Решение.* Определим массовую долю ацетилен в смеси с воздухом по формуле (13)  $m_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{r_{\text{C}_2\text{H}_2} \cdot \mu_{\text{C}_2\text{H}_2}}{\mu_{\text{см}}}$ .

Рассчитаем молекулярную массу смеси, используя формулу (11):

$$\mu_{\text{см}} = \sum_{i=1}^n r_i \mu_i = r_{\text{C}_2\text{H}_2} \mu_{\text{C}_2\text{H}_2} + r_{\text{в}} \mu_{\text{в}} = 0,15 \cdot 0,026 + (1 - 0,15) \cdot 0,029 = 0,0286 \text{ кг/моль}.$$

$$m_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{r_{\text{C}_2\text{H}_2} \cdot \mu_{\text{C}_2\text{H}_2}}{\mu_{\text{см}}} = \frac{0,15 \cdot 0,026}{0,0286} = 0,136.$$

Определим массу воздуха в помещении:

$$pV = \frac{M}{\mu_{\text{в}}} RT \rightarrow M = \frac{pV \cdot \mu_{\text{в}}}{RT} = \frac{10^5 \cdot 130 \cdot 0,029}{8,314 \cdot 298} = 152,2 \text{ кг}.$$

Определим массу ацетилен, зная его массовую долю в смеси с воздухом:

$$m_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{M_{\text{C}_2\text{H}_2}}{M_{\text{C}_2\text{H}_2} + M}.$$

Отсюда

$$M_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_2} \cdot M}{1 - m_{\text{C}_2\text{H}_2}} = \frac{0,136 \cdot 152,2}{1 - 0,136} = 24 \text{ кг}.$$

Масса смеси  $152,2 + 24 = 176,2 \text{ кг}$ . Плотность исходной смеси  $\rho = \frac{M}{V} = \frac{176,2}{130} = 1,36 \text{ кг/м}^3$ . Удельный объем  $v_1 = 1/1,36 = 0,74 \text{ м}^3/\text{кг}$ .

Определим скорость детонации. Из табл. П.2 выпишем значение низшей теплоты сгорания ацетилен  $Q^{\text{H}} = 48280 \text{ кДж/кг}$ . Так как массовая доля ацетилен в смеси с воздухом составляет 0,136, то теплота сгорания 1 кг смеси ацетилен с воздухом  $Q = 0,136 \cdot 48280 = 6566 \text{ кДж/кг}$ .

Скорость детонации:

$$D = \sqrt{2Q \cdot (k^2 - 1)} = \sqrt{2 \cdot 6566 \cdot 10^3 \cdot (1,33^2 - 1)} = 3178 \text{ м/с.}$$

Удельный объем продуктов сгорания:

$$v_2 = v_1 \frac{k}{k+1} = 0,74 \cdot \frac{1,33}{1,33+1} = 0,42 \text{ м}^3/\text{кг.}$$

Давление продуктов взрыва:

$$p_2 = 2Q(k-1)\rho_2 = 2 \cdot 6566 \cdot 10^3 \cdot (1,33-1) \cdot \frac{1}{0,42} = 103,2 \cdot 10^5 = 103,2 \text{ бар.}$$

Скорость продуктов сгорания:

$$w_2 = D - \frac{k}{k+1} \sqrt{2Q \cdot (k^2 - 1)} = 3178 - \frac{1,33}{2,33} \sqrt{2 \cdot 6566 \cdot 10^3 (1,33^2 - 1)} = 1367 \text{ м/с.}$$

Тропиловый эквивалент:

$$M_{\text{ТНТ}} = \frac{Q^H \cdot M}{4520} = \frac{48280 \cdot 24}{4520} = 256 \text{ кг.}$$

### **Задачи по теме для самостоятельного решения**

**Задача 1.** Баллон объемом  $0,2 \text{ м}^3$ , заполненный природным газом ( $\text{CH}_4$ ) сжатым до давления 2 бар, находился в помещении объемом  $100 \text{ м}^3$ , температура в котором была  $25^\circ\text{C}$ , а давление 1 бар. Во время пожара температура газа в баллоне достигла  $527^\circ\text{C}$  и произошел физический взрыв. Рассчитать давление и силу взрыва. Определить, произойдет ли химический взрыв смеси метана с воздухом. Концентрационные пределы самовоспламенения метана даны в табл. П. 7.

**Задача 2.** Вследствие утечки из емкости пропана ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) его содержание в смеси с воздухом достигло нижнего концентрационного предела воспламенения (табл. П. 7)  $2,37\%$ , в результате искры произошло его самовоспламенение и распространение фронта горения в детонационном режиме. Рассчитать скорость детонации, удельный объем, давление и скорость продуктов сгорания. Расчет произвести для 1 кг смеси. Плотность исходной смеси  $1,1 \text{ кг/м}^3$ . Показатель адиабаты для

продуктов сгорания 1,33. Значение низшей теплоты сгорания пропана взять из табл. П. 2.

**Задача 3.** В помещении объемом  $20 \text{ м}^3$  при давлении 1 бар и температуре  $25^\circ\text{C}$  произошла утечка метана ( $\text{CH}_4$ ). Мольная доля метана в смеси с воздухом составила 10 %. В результате искры в помещении произошел взрыв. Определить теплоту сгорания газа. Вычислить скорость детонации и давление продуктов сгорания. Рассчитать тротиловый эквивалент. Значение низшей теплоты сгорания метана взять из табл. П. 2.

**Задача 4.** Сферическая емкость объемом  $1 \text{ м}^3$ , заполненная 20 кг бутана ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ), находилась в помещении объемом  $300 \text{ м}^3$ , температура в котором была  $25^\circ\text{C}$ , а давление 1 бар. В результате нагрева стенок до температуры  $370^\circ\text{C}$  произошел физический взрыв емкости. Выяснить, произойдет ли следом за физическим и химический взрыв смеси бутана с воздухом? Если произойдет, то рассчитать температуру самовоспламенения, тепловой эффект взрыва (теплоту сгорания), давление продуктов сгорания и тротиловый эквивалент взрыва. Энергия активации  $5 \cdot 10^4 \text{ Дж/моль}$ . Значение низшей теплоты сгорания бутана взять из табл. П. 2. Концентрационные пределы воспламенения бутана приведены в табл. П. 7.

**Задача 5.** В баллоне емкостью  $0,3 \text{ м}^3$  находилось 20 кг смеси пропана и бутана. Массовая доля пропана ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) составляла 59 %, а доля бутана ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) равнялась 41 %. Во время пожара стенки емкости нагрелись до  $327^\circ\text{C}$ , произошел физический, а следом — и химический взрыв. Определить теплоту сгорания смеси. Вычислить температуру самовоспламенения (взрыва), давление продуктов сгорания, а также нижний и верхний концентрационные пределы воспламенения пропан-бутановой смеси. Рассчитать тротиловый эквивалент. Энергия активации  $5 \cdot 10^4 \text{ Дж/моль}$ . Значение низшей теплоты сгорания пропана и бутана взять из табл. П. 2. Концентрационные пределы воспламенения пропана и бутана приведены в табл. П. 7.

**Задача 6.** Емкость, в которой находилось 3 кг глицеринтринитрата ( $\text{C}_3\text{H}_5(\text{ONO}_2)_3$ ), лежала на земле. В результате удара по стенке емкости произошел взрыв. Определить максимальный тротиловый эквивалент взрыва. Значение низшей теплоты сгорания глицеринтринитрата приведено в табл. П. 8.

---

# Контрольные задания по курсу

---

## Коллоквиумы

---

### Вопросы к коллоквиуму по теме

#### «Элементы химической термодинамики»

1. Уравнение состояния идеального и реального газа. Пояснить входящие в него величины и их размерность.
2. Смеси газов. Массовые и мольные доли. Соотношение между ними. Массовая и мольная концентрация.
3. Теплоемкость газов. Зависимость теплоемкости от температуры. Зависимость теплоемкости от процесса. Соотношение между теплоемкостями при постоянном давлении и объеме.
4. Внутренняя энергия и энтальпия. Формулы расчета изменения внутренней энергии и энтальпии для идеального газа. Первый закон термодинамики.
5. Тепловой эффект реакции. Закон Гесса. Теплота образования и взрыва.  
Связь между теплотой изобарно-изотермической и изохорно-изотермической реакциями. Зависимость теплоты реакции от температуры.
6. Адиабатная температура горения и адиабатная температура взрыва.

### Вопросы к коллоквиуму по теме

#### «Элементы химической кинетики»

1. Порядок реакции. Скорость реакции.
2. Закон действующих масс. Константа равновесия.
3. Влияние давления на скорость реакции.
4. Зависимость скорости реакции от температуры (закон Аррениуса).
5. Вычисление энергии активации.
6. Зависимость скорости реакции от состава смеси при постоянном давлении.

## Домашние задания

### Задание № 1

**Задача.** В помещение объемом  $V \text{ м}^3$  при давлении воздуха 1 бар и температуре  $20^\circ \text{C}$  произошло истечение  $V_{\text{C}_2\text{H}_2} \text{ м}^3$  ацетилена ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ). Определить, может ли данная смесь ацетилена с воздухом взорваться при проскакивании электрической искры. Рассчитать теплоту сгорания данной массы ацетилена и теплоту сгорания 1 кг смеси горючего вещества с воздухом. Плотность ацетилена  $1,09 \text{ кг/м}^3$ , низшая теплота сгорания  $48280 \text{ кДж/кг}$ , концентрационные пределы распространения пламени ацетилена  $2,5\text{--}80\%$ .

Таблица данных

Вариант №														
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
$V, \text{ м}^3$														
200	750	250	280	360	440	400	300	500	420	700	450	350	430	240
$V_{\text{C}_2\text{H}_2}, \text{ м}^3$														
3	6	2	2	4	4	3	4	7	2	5	3	2	4	3

### Задание № 2

**Задача.** Сферическая емкость объемом  $V \text{ м}^3$ , заполненная сжатым бутаном ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ), находилась в помещении объемом  $120 \text{ м}^3$ , температура в котором была  $25^\circ \text{C}$ , а давление — 1 бар. В результате пожара стенки емкости нагрелись до температуры  $t^\circ \text{C}$ , произошел физический, а следом — и химический взрыв. Возникла детонационная волна. Рассчитать температуру самовоспламенения, тепловой эффект взрыва, скорость детонационной волны и давление продуктов сгорания. Определить тротильный эквивалент взрыва. Плотность бутана в емкости  $8,1 \text{ кг/м}^3$ . Показатель адиабаты для продуктов сгорания 1,33. Энергия активации  $50000 \text{ Дж/моль}$ . Низшая теплота сгорания бутана  $45720 \text{ кДж/кг}$ .

Таблица данных

Вариант №														
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
$V, \text{м}^3$														
0,9	0,7	0,5	0,8	0,6	0,4	0,1	0,3	0,5	0,4	0,7	0,4	0,3	0,3	0,2
$t, ^\circ\text{C}$														
400	390	378	464	376	399	392	388	383	390	395	383	391	381	373

**Задание № 3**

**Задача.** Баллон емкостью  $0,3 \text{ м}^3$  находился в помещении объемом  $100 \text{ м}^3$ , температура в котором была  $25 ^\circ\text{C}$ , а давление — 1 бар. В баллоне находилось  $M$  кг горючего газа, состоящего из смеси метана, этана, пропана и бутана. Объемные доли (в процентах): метана ( $\text{CH}_4$ ) в смеси  $r_{\text{CH}_4}$ , этана ( $\text{C}_2\text{H}_6$ )  $r_{\text{C}_2\text{H}_6}$ , пропана ( $\text{C}_3\text{H}_8$ )  $r_{\text{C}_3\text{H}_8}$  и бутана ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ )  $r_{\text{C}_4\text{H}_{10}}$ . Во время пожара стенки емкости нагрелись до температуры  $400 ^\circ\text{C}$ . Произошел физический, а следом, и химический взрыв в форме детонации. Оценить температуру взрыва. Вычислить теплоту сгорания смеси. Рассчитать скорость детонации, давление и тротиловый эквивалент взрыва. Определить нижний и верхний концентрационные пределы распространения пламени для горючей смеси. Известно: энергия активации  $60000 \text{ Дж/моль}$ . Концентрационные пределы распространения пламени газов, %: пропан (2,37–9,5); бутан (1,86–8,4); метан (5–15); этан (3,22–12,45). Значение низшей теплоты сгорания газов в кДж/кг: пропан 46330; бутан 45720; метан 50029; этан 47510.

Таблица данных

Вариант №																
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
$M, \text{кг}$																
10	12	8	15	20	17	14	9	18	13	21	19	16	17	15	14	18
$r_{\text{C}_3\text{H}_8}$																
8	3	4	5	3	4	5	4	2	6	5	5	5	3	1	3	5
$r_{\text{C}_4\text{H}_{10}}$																
5	6	4	3	4	5	2	5	2	5	3	4	3	2	3	4	2
$r_{\text{CH}_4}$																
85	87	89	86	90	88	91	86	92	85	88	89	90	93	94	95	89
$r_{\text{C}_2\text{H}_6}$																
2	4	3	6	3	3	2	5	4	4	4	2	2	2	2	3	4

## Приложение

Таблица П. 1

Молекулярная масса газов, их химическая формула и значение плотности при н. ф. у.  
[3, с. 120]

Наименование газа	Химическая формула	Молекулярная масса $\mu$ , кг/кмоль	Плотность $\rho$ , кг/м <sup>3</sup>
Воздух	—	28,97	1,293
Азот	N <sub>2</sub>	28,02	1,251
Углерод	C	12,01	0,536
Кислород	O <sub>2</sub>	32,00	1,429
Водород	H <sub>2</sub>	2,02	0,090
Метан	CH <sub>4</sub>	16,02	0,717
Гексан	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	86,17	3,844
Пропан	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	44,09	2,004
Бутан	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	58,12	2,703
Этан	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	30,70	1,342
Октан	C <sub>8</sub> H <sub>16</sub>	114,22	5,030
Оксид углерода	CO	28,01	1,250
Двуокись углерода	CO <sub>2</sub>	44,01	1,977
Сероводород	H <sub>2</sub> S	34,08	1,589
Двуокись серы	SO <sub>2</sub>	64,06	2,926

Таблица П. 2

Значения высшей и низшей теплоты сгорания газообразных веществ  
при стандартных условиях [4, ГОСТ 3169–2008]

Вещество	$q$ , кДж/моль		$Q$ , кДж/кг	
	высшее	низшее	высшее	низшее
Метан	890,63	802,60	55516	50029
Пропан	2219,17	2043,11	50330	46330
Бутан	2877,40	2657,32	49510	45720
Гексан	4194,95	3886,84	48680	45100
Октан	5511,80	5115,66	48250	44780
Ацетилен	1301,05	1257,03	49970	48280
Этан	1560,69	1428,64	51900	47510
Водород	285,83	241,81	141790	119950



Таблица П. 3

Значения низшей теплоты сгорания жидких и твердых веществ [3, с. 122]

Наименование жидких веществ	$Q^H$ , кДж/кг	Наименование твердых веществ	$Q^H$ , кДж/кг
Бензин	42000	Антрацит	31000
Дизельное топливо	42700	Бурый уголь	14700
Керосин	40800	Дерево сухое	15000
Мазут	41000	Дерево свежее	8000
Спирт	25000	Торф сухой	15000

Таблица П. 4

Удельная молярная изобарная теплоемкость веществ в газообразном состоянии  $\mu_{c_p} = a + b \cdot T$ , и теплота образования ( $\Delta H_{298}^{\text{обр}}$ ) некоторых газообразных химических соединений при стандартных условиях [2, с. 225]

Химический символ	Название вещества	Теплота образования $\Delta H_{298}^{\text{обр}}$ , $\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	Молярная теплоемкость, Дж/(моль К) $\mu_{c_p} = a + b \cdot T$	
			$a$	$b \cdot 10^3$
H <sub>2</sub>	Водород	0	28,61	1,17
S <sub>2</sub>	Сера	76,396	36,25	0,26
CO	Оксид углерода	-110,947	29,12	2,50
CO <sub>2</sub>	Диоксид углерода	-395,892	35,85	13,5
H <sub>2</sub> O	Водяной пар	-242,752	33,52	5,12
NO <sub>2</sub>	Диоксид азота	33,978	43,09	2,04
SO <sub>2</sub>	Диоксид серы	-298,032	47,88	1,71
CH <sub>4</sub>	Метан	-75,134	17,52	14,45
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	Ацетилен	215,02	23,55	20,50
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	Этилен	52,483	4,20	36,95
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	Пропан	-104,244	4,82	73,45
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	Бутан	-126,63	0,47	92,11
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	Бензол	83,244	34,03	112,78
C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	Гексан	-167,832	3,07	135,23
C <sub>2</sub> H <sub>8</sub>	Толуол	50,19	34,01	133,14
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> O	Метиловый спирт	-201,936	20,50	24,78
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub>	Уксусная кислота	-438,06	21,84	46,16
C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> O	Ацетон	-217,518	22,56	48,23

Таблица П. 5

**Кинетические константы горения некоторых газов в воздухе [7, с. 153]**

Газ	Энергия активации $E$ , Дж/моль	Предэкспоненциальный множитель $k_0$ , 1/с
Водород	129800	$2,137 \cdot 10^{14}$
Метан	103800	$5,6 \cdot 10^{12}$
Пропан	61500	$4,2 \cdot 10^{11}$

Таблица П. 6

**Температура самовоспламенения некоторых газообразных веществ в воздухе  
[8, с. 52]**

Вещество	Температура самовоспламенения, °С
Метан $\text{CH}_4$	535
Пропан $\text{C}_3\text{H}_8$	465
Бутан $\text{C}_4\text{H}_{10}$	405
Этан $\text{C}_2\text{H}_6$	515
Гексан $\text{C}_6\text{H}_{14}$	235

Таблица П. 7

**Концентрационные пределы воспламенения некоторых газов в смеси  
с воздухом при  $t = 20^\circ\text{C}$  и  $p = 760$  мм рт. ст. [8, с. 82]**

Наименование газов и паров	Мольная доля газа в газозооушной смеси, в %	
	нижний предел	верхний предел
Водород	4,0	75,0
Окись углерода	12,5	74,2
Метан	5,0	15,0
Пропан	2,37	9,5
Этан	3,22	12,45
Бутан	1,86	8,4
Пентан	1,4	7,8
Гексан	1,25	6,9
Бензол	1,41	6,75
Ацетилен	2,5	80,0

Таблица П. 8

Теплота образования и взрыва (сгорания) некоторых взрывчатых веществ [9, с. 15]

Название ВВ	Химическая формула	$\mu$ , кг/кмоль	$\Delta H_{298}^{\text{обр}}$ , $\frac{\text{кДж}}{\text{кг}}$	$\Delta H_{298}^{\text{сгор}}$ , $\frac{\text{кДж}}{\text{кг}}$
Азид свинца	$\text{PbN}_3$	291,3	– 449	1638
Гремучая ртуть	$\text{Hg(ONC)}_2$	284,6	– 275	1739
Тротил	$\text{C}_6\text{H}_2(\text{NO}_2)_3\text{CH}_3$	227	42	4520
ТЭН (тетранитрат пентаэритрита)	$\text{C}_5\text{H}_8(\text{ONO}_2)_4$	316	504	5880
Глицеринтринитрат	$\text{C}_3\text{H}_5(\text{ONO}_2)_3$	227	346	6195
Тринитробензол	$\text{C}_6\text{H}_3(\text{NO}_2)_3$	213	21	4519

---

## Список библиографических ссылок

---

1. Тепловой расчет котельных агрегатов (нормативный метод). 3-е изд., перераб. и доп. СПб. : НПО ЦКТИ, 1998. 256 с.
2. Казанская А. С., Скобло В. А. Расчеты химических равновесий. М. : Высшая школа, 1974. 288 с.
3. Королев В. Н., Лун-Фу А. В. Теория горения и взрыва : учеб. пособие. Екатеринбург: УГТУ-УПИ, 2010. 124 с.
4. ГОСТ 3169–2008 (ИСО 6976:1995). Газ природный. Вычисление теплоты сгорания, плотности, относительной плотности и числа Воббе на основе компонентного состава. М. : Стандартинформ, 2009.
5. Мунц В. А., Королев В. Н. Горение и конверсия органических топлив : учебное пособие. Екатеринбург : УрФУ, 2016. 244 с.
6. Королев В. Н., Толмачев Е. М. Техническая термодинамика : учебное пособие. Екатеринбург : УГТУ-УПИ, 2001. 180 с.
7. Основы практической теории горения : учебное пособие для вузов / В. В. Померанцев [и др.] ; под ред. В. В. Померанцева. 2-е изд., перераб. и доп. Л. : Энергоатомиздат: Ленинградское отделение Академии наук СССР, 1986. 312 с.
8. Корольченко А. Я. Процессы горения и взрыва. М. : Пожнаука, 2007. 266 с.
9. Дубнов Л. В., Бахареви́ч Н. С., Романов А. И. Промышленные взрывчатые вещества. М. : Недра, 1988. 358 с.

*Учебное издание*

**Королев Владимир Николаевич**

**ТЕОРИЯ ГОРЕНИЯ  
И ВЗРЫВА**

Редактор О. С. Смирнова  
Верстка О. П. Игнатевой

Подписано в печать 20.10.2021. Формат 70×100/16.  
Бумага офсетная. Цифровая печать. Усл. печ.л. 6,1.  
Уч.-изд. л. 4,2. Тираж 30 экз. Заказ 217.

Издательство Уральского университета  
Редакционно-издательский отдел ИПЦ УрФУ  
620049, Екатеринбург, ул. С. Ковалевской, 5  
Тел.: +7 (343) 375-48-25, 375-46-85, 374-19-41  
E-mail: rio@urfu.ru

Отпечатано в Издательско-полиграфическом центре УрФУ  
620083, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4  
Тел.: +7 (343) 358-93-06, 350-58-20, 350-90-13  
Факс: +7 (343) 358-93-06  
<http://print.urfu.ru>





### **КОРОЛЕВ ВЛАДИМИР НИКОЛАЕВИЧ**

доктор технических наук, профессор кафедры «Теплоэнергетика и теплотехника» Уральского федерального университета имени первого Президента России Б. Н. Ельцина.

Автор учебных пособий по технической термодинамике, тепломассообмену, теории горения и взрыва, горения и конверсии органических топлив.

Научная деятельность связана с исследованиями в области теплофизики дисперсных систем и структурно-гидродинамических основ взаимодействия высококонцентрированных дисперсных сред с поверхностями тел, позволяющих выяснить механизм явлений, построить модели процессов переноса и на их основе разрабатывать методы интенсификации тепломассообменных процессов.